



Facultad de Ingeniería - Universidad Nacional de Cuyo			
PROGRAMA			
Asignatura:	Química General e Inorgánica		
Profesor:	Dra. Norma Graciela Valente		
Carrera:	Ingeniería Industrial		
Año: 2019	Semestre: 2°	Horas Semestre: 90	Horas Semanales: 6

FUNDAMENTACIÓN

El presente espacio curricular es común a las carreras de Ingeniería Industrial y de Ingeniería en Petróleos. Se incluye dentro del área de las Ciencias Básicas.

Cabe destacar, que en los planes de estudios que rigen ambas carreras, consta la importancia de contar con muy buena formación en ciencias básicas de la ingeniería: Matemática, Física, Informática y **Química**, para establecer profesionales de excelente calidad.

Se pretende obtener profesionales con un perfil de alta competencia, que sean capaces de manifestar amplios conocimientos y desarrollar las destrezas y habilidades concretas para el correcto ejercicio de la profesión.

Sumado a esto, los alcances del título, expresan claramente la necesidad de incorporar los conceptos obtenidos desde las ciencias básicas para desempeñar actividades dentro del área científica.

OBJETIVOS

El objetivo principal propuesto para el presente proceso de enseñanza-aprendizaje, se basa en adquirir los conocimientos básicos necesarios que permitirán la incorporación de otros más complejos que se irán agregando durante el correcto desempeño de la carrera.

Para ello, se pretende que el estudiante logre:

- Adquirir conocimientos sobre los fenómenos químicos que le permitan interpretar los fenómenos naturales.
- Aplicar principios, teorías y leyes de la química en la resolución de problemas específicos.
- Desarrollar habilidad y 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.
- Contención afectiva y social.

CONTENIDOS

UNIDAD 1: ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO

1.A. Partículas subatómicas.

Partículas fundamentales. Número atómico. Número de masa. Isótopos. Radiactividad.

1.B. Estructura electrónica de los átomos.

Radiación electromagnética. Espectro visible de la luz. Ecuación de Planck. Espectros atómicos. Modelo del átomo de hidrógeno de Bohr. 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. 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.



1.C. Tabla Periódica

Desarrollo de la tabla periódica. Clasificación periódica de los elementos. Ley periódica, grupos y períodos, elementos representativos, de transición, transición interna y gases nobles. Periodicidad y configuración electrónica. Carga nuclear efectiva. Propiedades atómicas y tendencias periódicas: Radio atómico. Radio iónico. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad. Estudio comparativo y sistemático de las propiedades y reactividades de los principales elementos y sus compuestos haciendo uso de la Tabla Periódica.

1.D. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 2. REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA DE COMPOSICIÓN.

1.A. Reacciones Químicas.

Composición porcentual y fórmula de compuestos. Determinación de fórmulas moleculares. Ecuación química, clasificación de reacciones y balance.

1.B. Estequiometría.

Predicciones en moles, masas y volúmenes. Reactivo limitante y reactivo en exceso. Rendimiento y pureza. Análisis químico.

UNIDAD 3. ENLACES QUÍMICOS

3.A. Enlaces químicos.

Conceptos generales. Tipos de enlaces. Electrones de valencia. Símbolos de Lewis. Regla del Octeto.

3.B. Enlace iónico.

Formación de compuestos iónicos. Características de los compuestos iónicos. Carácter iónico parcial. Propiedades.

3.C. Enlace covalente.

Electronegatividad y número de oxidación. 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).

3.D. Enlace metálico.

Modelos. Estructuras cristalinas. Propiedades.

3.E. Interacciones.

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

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

UNIDAD 4. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

4.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. Temperatura absoluta. Ecuación general del estado gaseoso para gases ideales. Constante R. Mezcla de gases. Determinación de la densidad. Determinación de masas molares. 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.

4.B. Estado líquido.

Propiedades de los líquidos. Tensión superficial. Capilaridad. Viscosidad. Características del estado líquido.

4.C. Agua.



Estado natural. Ciclo del agua. Características y potabilización. Agua destilada. Clasificación y determinación de Dureza.

4.D. Estado Sólido.

Sólidos amorfos y sólidos cristalinos. Metales. Sólidos iónicos. Otros tipos de sólidos. Punto de fusión.

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

UNIDAD 5. SOLUCIONES

5.A. Soluciones. Proceso de disolución.

Definición de solución. Sistema soluto-solvente. Clasificación de soluciones. 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. Presión de vapor de las soluciones. Puntos de ebullición y congelación de las soluciones.

5.B. Concentración de soluciones

Unidades y expresiones físicas y químicas. Estequiometría en solución.

5.C. 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.

5.D. Resolución de ejercicios, situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 6. CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

6.A. Cinética química

Velocidad, orden de reacción. Ley de velocidad. Naturaleza de los reactivos. Concentración de los reactivos. Expresión de la ley de velocidad a partir de las velocidades iniciales. Concentración en función del tiempo. Leyes integradas. Concepto de catálisis homogénea y heterogénea.

6.B. 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.

6.C. 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.

6.D. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 7. EQUILIBRIOS IONICOS

7.A. Cinética química

Velocidad, orden de reacción. Ley de velocidad. Naturaleza de los reactivos. Concentración de los reactivos. Expresión de la ley de velocidad a partir de las velocidades iniciales. Concentración en función del tiempo. Leyes integradas. Concepto de catálisis homogénea y heterogénea.

7.B. 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.

7.C. 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.

7.D. Aplicación del equilibrio químico en sistemas iónicos

Ácidos y bases de Arrhenius. Ácidos y bases de Brønsted - Lowry. Bases de Lewis. Autoprotólisis del agua. Constante de equilibrio: constante del producto iónico del agua. Escala de pH y pOH. Ácidos y bases fuertes. Disociación de electrolitos. Ácidos débiles y su constante de ionización ácida. Grado de ionización. Porcentaje de ionización. Bases débiles y su constante de ionización básica.

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

UNIDAD 8. ELECTROQUÍMICA

8.A. Reacciones redox.

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

8.B. Celdas electroquímicas.

Celdas voltaicas. Notación de las celdas. Potenciales estándar de electrodo: condiciones normales electroquímicas. Tipos de Electroodos. 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.

8.D. Electrólisis.

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

8.E. Corrosión.

Concepto. Protección contra la corrosión.

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

UNIDAD 9. TERMODINÁMICA QUÍMICA - TERMOQUÍMICA

9.A. Energía y sus unidades.

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

9.B. Primera ley de la termodinámica.

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

9.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.

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

Aplicaciones en cambios químicos y físicos. Curvas de calentamiento.

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

TRABAJOS PRÁCTICOS - Trabajos Prácticos de aula

1. Estructura Atómica. Tabla Periódica.
2. Fórmulas Químicas.
3. Reacciones Químicas.
4. Enlace Químico. Interacciones moleculares.
5. Estequiometría.



6. Estados de Agregación de la Materia.
7. Soluciones.
8. Estequiometría en solución.
9. Cinética y Equilibrio Químico.
10. Equilibrios Iónicos.
11. Redox
12. Electroquímica.
13. Termoquímica.

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.
2. **Soluciones.** Unidades físicas y químicas. Soluciones saturadas, insaturadas y sobresaturadas. Preparación de soluciones. Valoración de soluciones.
3. **Titulación de ácidos con bases.** Normalización. Punto estequiométrico. Uso de indicadores ácido-base.
4. **Electroquímica.** Pilas galvánicas. **Electrólisis.** Electrodeposición de metales.

METODOLOGÍA DE ENSEÑANZA

Se utilizará una metodología de enseñanza-aprendizaje con participación activa del estudiante 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 estudio 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. 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 de aula se emplearán distintos recursos didácticos tales como: bibliografía básica, guías de problemas, material de apoyo virtual, etc. 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, generalizando los conceptos e integrando los contenidos procurando lograr la asociación, encadenamiento y ensamble de los mismos. Interactuar y dialogar con los estudiantes sobre la temática propuesta. Supervisar y evaluar el trabajo individual y en equipo de los estudiantes. Confeccionar y supervisar las evaluaciones formales de la materia. Coordinar todas las actividades del espacio curricular.

Del Auxiliar Docente de Aula: Tendrá a su cargo supervisar y evaluar el trabajo individual y en equipo de los estudiantes a través del seguimiento de las actividades prácticas en el aula. Interactuar y dialogar con los estudiantes sobre la temática propuesta. Se encargará de la asistencia, recepción y corrección de los informes y de la toma y corrección de las evaluaciones formales como de las tareas inherentes al cursado.

Del Auxiliar Docente de Laboratorio: Tendrá bajo su responsabilidad la realización de trabajos prácticos de laboratorio, la preparación de los mismos y del material necesario para su correcta realización. Hacer cumplir las normas de higiene y seguridad, en forma y tiempo de los mismos.

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 Estudiante: 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. Cumplir con las distintas exigencias propuestas por el equipo docente.

Actividad	Carga horaria por semestre
Teoría y resolución de ejercicios	70
Formación Experimental – Laboratorio	12
Resolución de problemas de ingeniería	8
Total	90

BIBLIOGRAFÍA

Autor	Título	Editorial	Año
Atkins- Jones	PRINCIPIOS DE QUÍMICA. 5ª Ed.	Panamericana	2013
Atkins- Jones	PRINCIPIOS DE QUÍMICA. 3ª Ed.	Panamericana	2006



Brown, LeMay y Burstein	QUÍMICA. LA CIENCIA CENTRAL. 9ª Ed.	Pearson Educacion	2004
Chang, Raymond	QUÍMICA 7ª Ed.	McGraw-Hill	2002
Chang, Raymond	QUÍMICA 9ª Ed.	McGraw-Hill	2007
Petrucci	QUÍMICA GENERAL	Prentice Hall	1999
Petrucci, Ralph	Química General. V. 1. 8ª Ed.	Prentice Hall	2003
Petrucci, Ralph	Química General. V. 2. 8ª Ed.	Prentice Hall	2003
Whitten, Davis y Peck.	QUÍMICA GENERAL. 3ª Ed.	McGraw-Hill	1999
Whitten, Davis y Peck.	QUÍMICA GENERAL. 8ª Ed.	McGraw-Hill	2008
Whitten, Davis y Peck.	QUÍMICA GENERAL. 10ª Ed.	McGraw-Hill	2010
Kotz, J. Treichel, M.	Química y reactividad química. 5ª Ed.	Thomson	2003

EVALUACIONES (S/ Ord. 108-10_CS)

Se aplica un sistema de evaluación continua e integral, a través del cual se evalúa al estudiante en cada instancia y en diversos aspectos de su desempeño durante el cursado. El espacio curricular plantea según un sistema de acreditación de puntos.

REGIMEN 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 de acuerdo con lo establecido con el docente a cargo.

Las clases áulicas serán de modalidad teórico – prácticas. El estudiante 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.

El estudiante 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 su material de estudio con los conceptos básicos planteados en la guía.

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 en tiempo y forma para la presentación de informes.
- Respeto hacia sus compañeros y docentes.

Las prácticas de laboratorio las realizará el estudiante teniendo conocimiento del contenido y fundamentos de las mismas, de acuerdo con el cronograma establecido. Deberá realizar un informe teniendo en cuenta las pautas señaladas por su profesor. En los exámenes parciales se realizarán preguntas sobre lo realizado en laboratorio. Las clases de laboratorio no serán recuperadas debiendo realizarse en la fecha y comisión asignadas.

DE LAS EVALUACIONES

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



- Que el estudiante adquiera y demuestre mediante las evaluaciones el conocimiento de los tópicos estudiados.
- Que el estudiante 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 estudiante para la resolución de este tipo de exámenes.

Para el segundo caso, el docente debe permanecer junto al estudiante 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:

a. Cuestionarios de laboratorio

El estudiante rendirá cuestionarios sobre temas correspondientes al trabajo práctico de laboratorio. Los mismos serán evaluados de manera escrita, oral o virtual en fecha establecida en el cronograma.

b. Evaluaciones parciales

El estudiante rendirá tres evaluaciones parciales, cuyos contenidos versarán sobre temas analizados previamente durante las clases de teoría y de práctica. Se rendirán de acuerdo al calendario establecido. Las evaluaciones las resolverá el estudiante 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.

c. Evaluación global.

Podrán acceder aquellos estudiantes que no habiendo obtenido regularidad o promoción del espacio curricular hayan cumplido con los requisitos mínimos establecidos. La Evaluación Global se aprobará con un mínimo de 60% del total.

d. Evaluación integradora

Podrán acceder aquellos estudiantes promocionables, es decir, aquellos que al finalizar el curso hayan acreditado el 76% de los puntos totales del mismo y realizado los trabajos prácticos de laboratorio. La misma se aprobará alcanzando un porcentaje mínimo del 76%.

e. 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%.

DEL PUNTAJE

CONDICIÓN	PUNTAJE
Aprobación y asistencia al 100 % de los prácticos de laboratorio.	200 puntos totales (50 puntos por práctico)
Primer Parcial	250 puntos máximos
Segundo Parcial	250 puntos máximos
Tercer Parcial	300 puntos máximos

CONDICIONES PARA OBTENER REGULARIDAD O PROMOCIÓN

Certificación de cursado

- Para alcanzar la condición de **PROMOCIÓN SIN EXAMEN FINAL** en el espacio curricular, el estudiante deberá **CONTABILIZAR ENTRE 760 Y 1000 PUNTOS**, debiendo asistir a la totalidad de los trabajos prácticos de laboratorio. Es requisito además obtener un puntaje igual o superior a 560 puntos considerando la suma de los puntos obtenidos en los parciales. Para obtener la acreditación del espacio curricular el alumno deberá rendir y aprobar con un mínimo del 76% el examen integrador.
- Para alcanzar la condición de estudiante **REGULAR** en el espacio curricular, el estudiante deberá



CONTABILIZAR ENTRE 600 Y 759 PUNTOS. Es condición indispensable para esto, que el estudiante haya asistido al menos al 75% de los trabajos prácticos de laboratorio.

- El estudiante que alcance un puntaje entre 400 y 599 puntos tendrá la opción a rendir un **EXAMEN GLOBAL** 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 estudiante haya asistido al menos al 75% trabajos prácticos de laboratorio.
- El estudiante que contabilice un puntaje menor a 400 puntos estará en condición de alumno **LIBRE**.

Acreditación de la asignatura

- Estudiantes que acrediten promoción, cumpliendo con los requisitos previamente expuestos, tendrán **APROBADO** el espacio curricular.
- Estudiantes que acrediten la regularidad del espacio curricular, cumpliendo con los requisitos previamente expuestos, estarán en condiciones de rendir un **EXAMEN FINAL** para lograr la **APROBACIÓN** del mencionado espacio, debiendo obtener un porcentaje igual o mayor al 60% del valor total del mismo. Podrá ser escrito, oral o una combinación de ambos. La nota final se obtendrá de la ponderación de las instancias que compongan el examen final.
- Estudiantes que no acrediten ni regularidad ni promoción del espacio curricular, estarán en condición de **LIBRE**. Para lograr la aprobación del espacio curricular deberán rendir un **EXAMEN FINAL LIBRE** escrito basado en el programa vigente, guías de estudio, guías de laboratorio y bibliografía recomendada. Aprobado el examen escrito con un 70 % pasarán a una segunda instancia en la cual el estudiante demostrará sus conocimientos en forma oral.

Sistema de calificación

El sistema de calificación del espacio curricular se regirá de acuerdo a lo establecido en la ordenanza Nro. 108 de la Universidad Nacional de Cuyo. Consta de una escala ordinal, de calificación numérica, en la que el mínimo exigible para aprobar equivaldrá al SESENTA POR CIENTO (60%). Este porcentaje mínimo se traducirá, en la escala numérica, a un SEIS (6). Las categorías establecidas refieren a valores numéricos que van de CERO (0) a DIEZ (10) fijándose la siguiente tabla de correspondencias:

Resultado	Escala Numérica	Escala Porcentual
	Nota	%
NO APROBADO	0	0%
	1	1 a 12%
	2	13 a 24%
	3	25 a 35%
	4	36 a 47%
APROBADO	5	48 a 59%
	6	60 a 64%
	7	65 a 74%
	8	75 a 84%
	9	85 a 94%
	10	95 a 100%

INASISTENCIAS

Los estudiantes que no asistan a alguna de las evaluaciones parciales y que en consecuencia no alcanzaran el puntaje mínimo para regularizar el espacio, podrán cumplimentar los requerimientos establecidos para acceder a la regularidad del mismo a través de la **EVALUACIÓN GLOBAL**.

PROGRAMA DE EXAMEN

El examen será a programa abierto.

Dra. Norma Graciela Valente