

Universidad Nacional de la Patagonia San Juan Bosco

FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES

Programa de la Asignatura: QUÍMICA GENERAL	Código:
Departamento: QUÍMICA Sede: Trelew	11008

Profesora Responsable: Lic. Maite Lucía Domínguez

Carga Horaria:

Total	Sem. Teóricos	Total Teóricos	Sem. Prácticos	Total Prácticos	Sem. Teórico/Práct.	Total Teórico/Práct.
120	3 h 30 min	52 h 30 min	4 h 30 min	67 h 30 min	---	---

Clases Teóricas/Prácticas/Teórico-prácticas

Teóricas Días: Lunes de 09:00 a 12:30

Prácticas de Resolución de ejercicios

Comisión A Días: Miércoles de 09:00 a 11:00

Comisión B Días: Miércoles de 09:00 a 11:00

Comisión C Días: Miércoles de 17:00 a 19:00

Prácticas de Laboratorio

Comisión A Días: Jueves de 09:00 a 11:30

Comisión B Días: Jueves de 15:00 a 17:30

Comisión C Días: Viernes de 09:00 a 11:30

Asignaturas Correlativas: no tiene

Código --- Nombre ---

Para la/s carrera/s
Licenciatura en Ciencias Biológicas

I. Objetivos de la Asignatura:



Programa de la Asignatura: QUÍMICA GENERAL	Código:
Departamento: QUÍMICA	11008
Sede: Trelew	

Química General es una asignatura del primer cuatrimestre del primer año del plan de estudios de la Licenciatura en Ciencias Biológicas.

La química estudia la materia, su estructura y composición y sus propiedades y transformaciones. Por consiguiente, el campo de estudio de la química abarca todo lo material a nuestro alrededor. En relación con la biología, esta ciencia contribuye al conocimiento de la más maravillosa propiedad de la materia, la vida. Aprender las leyes, los fundamentos y los principios básicos de la química permitirá al estudiante abordar luego el estudio de los compuestos del carbono (química orgánica), el estudio de los compuestos y las reacciones químicas en sistemas vivos y la aplicación de los principios químicos a las estructuras y procesos biológicos (química biológica) y el estudio de las bases químicas y físicas de la función y diversidad biológica (biología molecular).

Entre los objetivos de la asignatura se encuentran los siguientes:

Que el estudiantado:

- Dimensione la importancia que tiene la química como ciencia básica y fundamental para su formación profesional y las aplicaciones que tiene la química al campo de estudio de la biología.
- Desarrolle hábitos e incorpore técnicas de estudio que le permitan lograr la apropiación de los contenidos de la asignatura, así como también la relación entre ellos.
- Adquiera conocimientos teóricos básicos sobre las distintas unidades temáticas del programa analítico.
- Desarrolle habilidades prácticas tales como: manejo de materiales y equipos de laboratorio; recolección, organización, análisis y discusión de resultados experimentales; emisión de hipótesis; y extracción de conclusiones.
- Se apropie y haga uso adecuado del lenguaje técnico propio de la disciplina.

II. Contenidos Mínimos:

El concepto de mol. Ecuaciones químicas. Estructura atómica. Clasificación de los elementos y propiedades periódicas. Uniones químicas: fuerzas intermoleculares de atracción. Estructura molecular. Interacciones intermoleculares. Fluidos: Gases y líquidos. Soluciones y sistemas coloidales. Termodinámica y termoquímica. Cinética química. Equilibrio químico. Ácidos y bases. Electroquímica. Química descriptiva de elementos y compuestos inorgánicos de importancia biológica. Química nuclear. Radioquímica. Metales y no metales.

III. Programa Analítico:

UNIDAD 1. CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA.

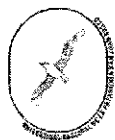
El objeto de estudio de la química. Ciencia a nivel macroscópico, microscópico y simbólico.

Materia: estructura, composición, propiedades y transformaciones. Propiedades físicas intensivas y extensivas. Transformaciones físicas, curvas de calentamiento de sustancias puras y mezclas.

Átomos. Partículas que lo componen y su distribución. Relaciones de tamaños átomo-núcleo y de masas protón-neutrón-electrón. Número atómico y número másico. Isótopos. Moléculas. Iones.

Sistemas materiales. Clasificación. Sistemas homogéneos y heterogéneos. Mezclas. Soluciones. Sustancias simples y compuestas. Métodos de separación: imantación, tamización, filtración. Métodos de fraccionamiento: destilación simple, extracción por solventes, cromatografía.

Energía. Tipos: energía cinética y energía potencial. Ley de Coulomb. Formas de transferencia: trabajo, calor y radiación electromagnética.



Programa de la Asignatura: QUÍMICA GENERAL		Código:
Departamento: QUÍMICA	Sede: Trelew	11008

QUÍMICA APLICADA A LA BIOLOGÍA: Aplicación de isótopos del oxígeno para conocer el mecanismo de la fotosíntesis oxigénica.

UNIDAD 2. ESTEQUIOMETRÍA DE COMPUESTOS Y DE REACCIONES.

Teoría atómica de Dalton, principales postulados.

Escala de masas atómicas. Masas atómicas y moleculares, absolutas y relativas. Mol y masa molar. Relaciones masa-número de partículas y masa-número de moles.

Estequiometría de compuestos. Ley de las Proporciones Definidas y Constantes. Composición porcentual en masa de un compuesto. Fórmulas mínima y molecular.

Estequiometría de reacciones químicas. Ecuaciones químicas. Ley de la conservación de la materia. Balanceo de ecuaciones químicas por inspección visual y por el método algebraico. Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante y rendimiento.

QUÍMICA APLICADA A LA BIOLOGÍA: Ecuación global de la fotosíntesis.

UNIDAD 3. ESTRUCTURAS ATÓMICA Y MOLECULAR. UNIONES QUÍMICAS.

Modelo atómico. Evolución del modelo y modelo atómico actual.

El núcleo atómico. Partículas constitutivas. Radioactividad, tipos de emisiones, procesos de desintegración radioactiva. Fisión y fusión nucleares. Radioisótopos como marcadores y trazadores.

Distribución de los electrones. Orbitales atómicos. Números cuánticos. Energías relativas de los orbitales. Configuración electrónica. Reglas de construcción: regla de Madelung, diagrama de Moeller, regla de Hund, principio de exclusión de Pauli. Configuración electrónica externa. Electrones de valencia.

Tabla periódica de los elementos. Criterio de ordenamiento. Familias o grupos, períodos y bloques. Elementos representativos, de transición y de transición interna. Metales, no metales y semimetales. Carácter metálico y carácter no metálico. Propiedades periódicas de los elementos: carga nuclear efectiva, radio atómico y radio iónico, potencial de ionización, electroafinidad.

Unión entre átomos. Relación distancia de separación-E en sistemas de átomos que se atraen. Diferencia de electronegatividad y tipo de unión.

Unión iónica. Condiciones de formación. Características relevantes. Cargas y configuraciones electrónicas de iones monoatómicos. Fortaleza de interacciones entre iones. Polarizabilidad de enlace.

Unión covalente. Energía de disociación de enlace, longitud de enlace, orden de enlace, polaridad de enlace. Resonancia. Estructuras de Lewis. Análisis de cargas formales. Regla del octeto y excepciones. Teoría de la Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia. Átomo central y dominios. Geometrías electrónica y molecular. Polaridad de las moléculas. Teoría del Enlace de Valencia. Hibridación de orbitales atómicos. Enlaces σ y π . Introducción a la Teoría de Orbitales Moleculares.

Unión metálica. Modelo del "mar de electrones". Propiedades de los metales.

Unión covalente coordinada. Nociones sobre complejos y compuestos de coordinación: definiciones, formulación y nomenclatura. Ejemplos de interés biológico.

Formulación y nomenclatura de algunos compuestos inorgánicos sencillos. Número de oxidación. Fórmulas y nomenclatura de óxidos, ácidos, hidróxidos, sales y compuestos binarios no incluidos en las anteriores clasificaciones. Electrolitos y especies en solución acuosa.

QUÍMICA APLICADA A LA BIOLOGÍA: Compuestos de coordinación de importancia en la fotosíntesis: la molécula de clorofila y el complejo Mn_4CaO_5 .



Programa de la Asignatura: QUÍMICA GENERAL		Código:
Departamento: QUÍMICA	Sede: Trelew	11008

UNIDAD 4. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA.

Interacciones intermoleculares. Tipos: coulombicas, inductivas, de dispersión y puente de hidrógeno. Fortaleza relativa. Importancia en sistemas biológicos.

Estados de agregación de la materia. Cambios de estado. Curvas de calentamiento.

Gases. Leyes de los gases: Charles, Guy-Lussac, Boyle-Mariotte y Avogadro. Ecuación de estado del gas ideal. Mezcla de gases. Ley de Dalton de las presiones parciales. Fracción molar. Teoría Cinética del Gas Ideal. Apartamiento del modelo de gas ideal. Gases reales. Ecuación de Estado de van der Waals.

Sólidos. Sólidos amorfos y cristalinos. Sólidos iónicos, metálicos, moleculares y covalentes. Propiedades relevantes.

Líquidos. Propiedades relevantes: viscosidad, tensión superficial y presión de vapor. Dependencia de la presión de vapor sobre la temperatura.

Diagramas de fases. Diagrama de fases del agua.

Soluciones. Solute y solvente. Solubilidad, fundamentos moleculares. Moléculas anfifílicas. Soluciones saturadas, insaturadas y sobresaturadas. Unidades de concentración físicas (porcentaje masa en masa, masa en volumen y volumen en volumen) y químicas (molaridad y molalidad). Conversión entre diferentes unidades. Dilución. Estequiometría de reacciones en solución acuosa. Solubilidad de gases en líquidos. Dependencia sobre la presión parcial (ley de Henry) y sobre la temperatura. Solubilidad de sólidos en líquidos. Propiedades coligativas. Ley de Raoult y disminución de la presión de vapor. Descenso crioscópico y ascenso ebulloscópico. Presión osmótica. Factos de Van't Hoff para soluciones de electrolitos.

Sistemas coloidales. Concepto y tipos. Ejemplos. Efecto Tyndall.

QUÍMICA APLICADA A LA BIOLOGÍA: *Pigmentos fotosintéticos liposolubles e hidrosolubles.*

UNIDAD 5. TERMOQUÍMICA.

Energía. Tipos: energía cinética y energía potencial. Formas de transferencia: trabajo, calor y radiación electromagnética.

Sistema, entorno y universo. Sistemas aislados, cerrados y abiertos.

Procesos endoergónicos y exoergónicos. Trabajo de cambio de volumen.

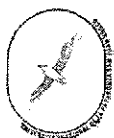
Estado físico de un sistema. Cambios de estado. Funciones de estado y funciones del camino. Reversibilidad termodinámica.

Primer principio de la termodinámica y conservación de la energía en química. Energía interna y entalpía. Ecuaciones termoquímicas. Ley de Hess. Entalpía de formación y entalpía de reacción estándares. Energía de reacción a partir de energías de disociación de enlace. Calorimetría.

Espontaneidad de un proceso. Tendencia al desorden de materia y energía en el universo. Desorden térmico y posicional. Entropía: definición estadística y definición termodinámica. Segundo Principio de la termodinámica. Una escala de entropías: el tercer principio de la termodinámica. Entropía de formación y entropía de reacción estándares.

Predicción de la espontaneidad de las reacciones usando variables propias del sistema: energía libre de Gibbs. Energía libre de formación y energía libre de reacción estándares. Dependencia sobre la concentración y las presiones parciales.

QUÍMICA APLICADA A LA BIOLOGÍA: *Energía libre de la reacción de hidrólisis del ATP y su importancia en las reacciones biológicas.*



Programa de la Asignatura: QUÍMICA GENERAL		Código:
Departamento: QUÍMICA	Sede: Trelew	11008

UNIDAD 6. CINÉTICA QUÍMICA. EQUILIBRIO QUÍMICO.

Cinética química. Velocidad de reacción media e instantánea. Tiempo de vida media. Factores que afectan a la velocidad de una reacción.

Teoría de las Colisiones y Teoría del Complejo Activado. Energía de activación. Catálisis enzimática. Nociones sobre mecanismos de reacción.

Equilibrio químico. Condiciones para que se alcance el estado de equilibrio e implicancias.

Constante de equilibrio. Dependencia de la constante de equilibrio sobre la temperatura. Ecuación de Van't Hoff. Tratamiento matemático del equilibrio químico.

Principio de Le Châtelier. Perturbaciones a un sistema en equilibrio.

Relación entre la constante de equilibrio y la energía libre de Gibbs estándar.

Equilibrio de sustancias poco solubles. Constante del producto de solubilidad. Efecto del ion común.

QUÍMICA APLICADA A LA BIOLOGÍA: El rol de la ATP-sintasa en la fotosíntesis.

UNIDAD 7. ÁCIDOS Y BASES.

Definición de Arrhenius. Conducción de electricidad en soluciones: electrolitos; fortaleza. Limitaciones de la teoría.

Definición de Brønsted-Lowry. Protones como moneda de cambio. Pares ácido-base conjugados. Fortalezas relativas.

Definición de Lewis: pares de electrones libres. Bases nitrogenadas del ARN y el ADN.

La autoionización del agua. Producto iónico del agua, K_w . Medida de la acidez-basicidad de una solución acuosa, pH y pOH.

Equilibrio de ácidos y bases débiles. Grado de disociación. Fortaleza de ácidos y bases. Constantes de ionización ácida, K_a , y básica, K_b . Relaciones matemáticas entre constante de ionización, grado de disociación, concentraciones y pH.

Hidrólisis salina. Soluciones de sales neutras, ácidas y básicas. Constante de hidrólisis, K_h .

Soluciones amortiguadoras de pH. Composición y funcionamiento. Ecuación de Henderson-Hasselbach.

Ácidos polipróticos. Cálculos de pH. Diagramas composición-pH.

Introducción a la titulación ácido-base. Indicadores ácido-base.

QUÍMICA APLICADA A LA BIOLOGÍA: Diferencias de pH entre el lumen y el estroma de un cloroplasto, fuerza protonmotriz.

UNIDAD 8. ELECTROQUÍMICA.

Números de oxidación. Reacciones redox: electrones como moneda de cambio. Balanceo de ecuaciones por el método del ion-electrón. Especie oxidada/especie reducida. Agente oxidante/agente reductor.

Electroquímica. Celdas electroquímicas, constitución y funcionamiento. Experiencias de Galvani y Volta. Pila de Daniell. Diagrama de la pila según IUPAC. Diferencia de potencial eléctrico. Potencial de reducción como medida de la tendencia a la reducción. Diferencia de potencial estándar de una celda. Relación con la energía libre de Gibbs. Ecuación de Nernst de la dependencia del potencial de la celda sobre las concentraciones y las presiones parciales. Relación entre el potencial estándar de la celda y la constante de equilibrio.



Programa de la Asignatura: QUÍMICA GENERAL	Código:
Departamento: QUÍMICA	Sede: Trelew
	11008

Reacciones redox biológicas. Pilas de concentración. Electrólisis.

QUÍMICA APLICADA A LA BIOLOGÍA: Procesos redox en la fotosíntesis: desde la descomposición del agua en el lumen a la generación de poder reductor en la etapa luminosa.

UNIDAD 9. QUÍMICA DESCRIPTIVA.

Aplicación de los conocimientos adquiridos en las unidades 1 a 8 en el estudio de algunos elementos y especies derivadas de interés en biología.

Semana	Descripción
1	<u>Presentación:</u> de la cátedra y de los lineamientos generales y el reglamento de cursado de la asignatura. <u>Clase teórica:</u> Unidad 1. CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA. Unidad 2. ESTEQUIOMETRÍA DE COMPUESTOS Y DE REACCIONES. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de las clases teóricas. <u>Clase práctica de laboratorio:</u> Materiales de laboratorio - Sistemas materiales: clasificación y métodos de separación.
2	<u>Clase teórica:</u> Unidad 3. ESTRUCTURAS ATÓMICA Y MOLECULAR. UNIONES QUÍMICAS, Parte 1. Modelo atómico. El núcleo atómico. Radioactividad. Distribución de los electrones. Orbitales atómicos. Números cuánticos. Configuración electrónica. Electrones de valencia. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de la clase teórica.
3	<u>Clase teórica:</u> Unidad 3. ESTRUCTURAS ATÓMICA Y MOLECULAR. UNIONES QUÍMICAS, Parte 2. Tabla periódica de los elementos. Propiedades periódicas. Unión entre átomos. Unión iónica. Unión covalente. Estructuras de Lewis. Teoría de la Repulsión de los Pares Electrónicos de Valencia. Teoría del Enlace de Valencia. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de la clase teórica.
4	<u>Clase teórica:</u> Unidad 3. ESTRUCTURAS ATÓMICA Y MOLECULAR. UNIONES QUÍMICAS, Parte 3. Unión metálica. Unión covalente coordinada. Nociones sobre complejos y compuestos de coordinación. Formulación y nomenclatura de algunos compuestos inorgánicos sencillos. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de la clase teórica. Modelado de moléculas usando modelos de esferas y palillos y simulaciones.
5	<u>Clase teórica:</u> Unidad 4. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA, Parte 1. Interacciones intermoleculares. Estados de agregación de la materia. Cambios de estado. Gases. Sólidos. Líquidos. Diagramas de fases. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de la clase teórica.
6	<u>Clase teórica:</u> Unidad 4. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA, Parte 2. Soluciones. Solubilidad. Propiedades coligativas. Sistemas coloidales. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de la clase teórica. <u>Clase práctica de laboratorio:</u> Propiedades del estado líquido y de las soluciones.



Programa de la Asignatura: QUÍMICA GENERAL		Código:
Departamento: QUÍMICA	Sede: Trelew	11008

7	<u>Clase teórica:</u> Unidad 5. TERMOQUÍMICA, Parte 1. Energía, tipos y formas de transferencia. Sistema, entorno y universo. Procesos endoergónicos y exoergónicos. Primer principio de la termodinámica. Energía interna y entalpía. Ecuaciones termoquímicas. Ley de Hess. Calorimetría. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de la clase teórica. Consultas previas al Parcial 1. <u>Parcial 1:</u> sobre unidades 1 a 4 inclusive.
8	<u>Clase teórica:</u> Unidad 5. TERMOQUÍMICA, Parte 2. Espontaneidad de un proceso. Entropía. Segundo y Tercer Principio de la termodinámica. Energía libre de Gibbs. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de las clases teóricas.
9	<u>Clase teórica:</u> Unidad 6. CINÉTICA QUÍMICA. EQUILIBRIO QUÍMICO. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de la clase teórica. Consultas previas al Recuperatorio 1. <u>Recuperatorio de Parcial 1:</u> sobre unidades 1 a 4 inclusive.
10	<u>Clase teórica:</u> Unidad 7. ÁCIDOS Y BASES, Parte 1. Definiciones de Arrhenius, de Brønsted-Lowry y de Lewis. Autoionización del agua. Medida de la acidez-basicidad de una solución acuosa, pH y pOH. Equilibrio de ácidos y bases débiles. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de la clase teórica.
11	<u>Clase teórica:</u> Unidad 7. ÁCIDOS Y BASES, Parte 2. Soluciones amortiguadoras de cambios de pH. Ácidos polipróticos. Introducción a la titulación ácido-base. Indicadores ácido-base. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de las clases teóricas. <u>Clase práctica de laboratorio:</u> Preparación de soluciones de ácidos y bases - medición de pH y conductividad.
12	<u>Clase teórica:</u> Unidad 8. ELECTROQUÍMICA, Parte 1. Números de oxidación. Reacciones redox. Balanceo por el método del ion-electrón. Celdas electroquímicas. Experiencias de Galvani y Volta. Pila de Daniell. Diagrama de la pila según IUPAC. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de la clase teórica. <u>Clase práctica de laboratorio:</u> Reacciones químicas con intercambio de electrones.
13	<u>Clases teóricas:</u> Unidad 8. ELECTROQUÍMICA, Parte 2. Diferencia de potencial eléctrico. Tendencia a la reducción. Diferencia de potencial estándar de una celda. Relación con la energía libre de Gibbs. Ecuación de Nernst. Relación con la constante de equilibrio. Reacciones redox biológicas. Pilas de concentración. Electrólisis <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> sobre contenidos de la clase teórica. Consultas previas al Parcial 2. <u>Parcial 2:</u> sobre unidades 5 a 8 inclusive.
14	<u>Clases teóricas:</u> Unidad 9. QUÍMICA DESCRIPTIVA. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> consultas previas al Recuperatorio del Parcial 2. <u>Recuperatorio del Parcial 2:</u> sobre unidades 5 a 8 inclusive.
15	<u>Clase teórica:</u> Taller sobre preparación del examen final de la asignatura y elaboración de mapas conceptuales de las distintas unidades. <u>Clase práctica de resolución de ejercicios:</u> consultas previas a los Recuperatorios Finales. <u>Recuperatorio Final del Parcial 1 o 2:</u> sobre las unidades del parcial desaprobado.



Programa de la Asignatura: QUÍMICA GENERAL		Código:
Departamento: QUÍMICA	Sede: Trelew	11008

IV. Bibliografía:

Bibliografía de base:

Angelini, M., Bulwik, M., Baumgartner, E., Benitez, C., Crubellati, R., Landau, L., Lastres Flores, L., Pouchan, M., Servant, R. y Sileo, M. 2012. Temas de química general. Eudeba.

Arancibia, L. y Lladser, N. 2017. Descubriendo el mundo de la química. EDUPA.

Atkins, P. y Jones, L. 2012. Principios de Química: los caminos del descubrimiento. Editorial Médica Panamericana.

Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Murphy, C. y Woodward, P. 2014. Química: la ciencia central. Pearson Education.

Chang, R. 2010. Química. McGraw-Hill.

Petrucci, R., Harwood, W y Herring, F. 2003. Química general, V1 y V2. Prentice Hall.

Whitten, K., Davis, R., Peck, M. y Stanley, G. 2015. Química. Cengage Learning Editores.

Bibliografía complementaria:

Atkins, P y De Paula, J. 2017. Química Física. Editorial Médica Panamericana.

Housecroft, C. y Sharpe, A. 2006. Química Inorgánica. Pearson Education.

Nelson, D. y Cox, M. 2015. Lehninger, Principios de bioquímica. Omega.

McMurry, J. 2017. Química orgánica. Cengage Learning Editores.

V. Metodología de Enseñanza:

Las distintas unidades de la materia se abordan a partir de clases teóricas, clases prácticas de resolución de ejercicios y clases prácticas de laboratorio.

Clases teóricas: se desarrollan en el ámbito del aula, estando a cargo de la docente responsable. Inician con la recuperación de saberes anteriores del grupo, relacionados con el contenido que será objeto de enseñanza en esa clase, propiciando el intercambio participativo y luego mencionando los conceptos a abordar. Posteriormente se continúa con el desarrollo expositivo de los temas, utilizando distintos recursos didácticos dependiendo la unidad temática (presentaciones, animaciones, simulaciones, videos, pizarra). Durante las clases de teoría pueden realizarse ejercicios de la guía del estudiante, con el objetivo de ejemplificar los conceptos teóricos abordados.

Clases prácticas de resolución de ejercicios: se desarrollan en el ámbito del aula, son coordinadas por los jefes de trabajos prácticos y participan tanto ellos como los auxiliares de primera y de segunda. Inicialmente el docente a cargo contextualiza la clase respecto de la programación, recupera los contenidos teóricos necesarios y hace uso de la pizarra para resolver un ejercicio modelo de la guía del estudiante elaborada *ad hoc*, seleccionado anticipadamente por el equipo docente. Luego, los estudiantes resuelven grupalmente un ejercicio extra propuesto por el equipo docente, el cual deben entregar al cabo de un tiempo estipulado y aprobar como requisito obligatorio. Durante el resto de la clase los estudiantes trabajan sobre los ejercicios de la guía. Éstos siguen un orden cronológico respecto al desarrollo del tema en las clases de teoría, a la vez que la dificultad crece en una medida adecuada, y al final de la guía de cada unidad se presentan uno o

Año de Vigencia	2024				Nro. De Orden:	Página 8
-----------------	------	--	--	--	----------------	----------



Programa de la Asignatura: QUÍMICA GENERAL	Código:
Departamento: QUÍMICA	11008
Sede: Trelew	

más ejercicios integradores de los conocimientos adquiridos en el mismo. Se incentiva el trabajo grupal para la resolución de los ejercicios y los docentes recorren los distintos grupos de trabajo para detectar errores o dificultades, responder consultas y evacuar dudas. Se hace uso de la pizarra y otros recursos como simulaciones y modelos para la resolución de ejercicios que se consideren relevantes y eventualmente también se hace uso de la pizarra para resolver colaborativamente aquellos ejercicios que presenten dificultades particulares o demanden más consultas por parte de los estudiantes.

Clases prácticas de laboratorio: se desarrollan en el ámbito del laboratorio de química, son coordinadas por los jefes de trabajos prácticos y participan tanto ellos como los auxiliares de primera y segunda. Estas clases tienen por objetivo que el alumno fije, corrobore o aplique los contenidos teóricos y que adquiera experiencia y habilidades prácticas en el manejo de materiales y equipos de laboratorio, así como también en la recolección, organización, análisis y discusión de resultados experimentales, la emisión de hipótesis y la extracción de conclusiones. Inicialmente el docente a cargo contextualiza la clase respecto de la programación, recupera los contenidos teóricos necesarios y explicita los objetivos del trabajo práctico. Los alumnos trabajan de manera grupal, con el soporte de una guía de laboratorio confeccionada *ad hoc*, donde se mencionan los materiales y equipos a utilizar y el procedimiento a seguir. Se realizan distintas instancias de discusión de los resultados obtenidos, tanto intermedias como una discusión final integradora. Se insta a cada alumno a registrar en una libreta de laboratorio las experiencias realizadas, los resultados obtenidos y las discusiones.

VI. Condiciones para la aprobación del cursado de la asignatura

* Asistencia al 85 % de las actividades prácticas y aprobación del 75 % de las mismas, tal como lo establece el Reglamento Académico vigente de la Facultad de Cs. Naturales y Ciencias de la Salud y del Reglamento de cursado de la asignatura, parte integrante de la guía del estudiante que se provee al comenzar las actividades académicas.

* Aprobación de dos exámenes parciales o sus recuperatorios con un puntaje mínimo de 60 en una escala de 100 puntos. Si desaprobara uno de los dos exámenes parciales o su recuperatorio, podrá rendir un recuperatorio final al final de la cursada, que deberá aprobarse con un puntaje mínimo de 60 en una escala de 100 puntos.

VII. Condiciones para la aprobación de la asignatura

Estudiantes regulares (con cursada aprobada):

Aprobación del examen final con un puntaje mínimo de 4 en una escala de 10.

El examen final es escrito y oral, con una primera instancia escrita sobre nomenclatura de compuestos inorgánicos, luego se pasa a una instancia escrita de elaboración de mapas conceptuales sobre 3 (tres) de las unidades del programa seleccionadas aleatoriamente, y por último a una instancia oral en la que se indaga sobre los aspectos conceptuales teóricos de esas unidades y del resto del programa.

Estudiantes libres:

Aprobación con un puntaje mínimo de 4 en una escala de 10, de cada una de las tres instancias evaluativas del examen final:

- Evaluación escrita de un conjunto de ejercicios integradores, similares a los de un examen parcial;
- Evaluación de las habilidades de manejo de laboratorio, mediante la realización de algunas de las actividades de laboratorio realizadas durante el cursado de la asignatura.
- Evaluación escrita y oral de los contenidos teóricos de la asignatura, de estructura similar a la del examen final regular.



Universidad Nacional de la Patagonia San Juan Bosco

FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES

Programa de la Asignatura: QUÍMICA GENERAL	Código:
Departamento: QUÍMICA	11008

Vigencia de este programa

Año	Firma	Profesor responsable
2024		Lic. Maite Lucía Domínguez

Visado

Decano	Sec. Académico Facultad	Jefe de Departamento	Coordinador: Comisión Curricular de la carrera
 Dra. OLGA S. HERRERA DECANA Fac. de Cs. Nat. y Cs. de la Salud	 Farm. HEBE B. BLUSETTI SECRETARIA ACADÉMICA Fac. de Cs. Nat. y Cs. de la Salud U.N.P.S.J.B.	 Dra. Marta Díaz Jefe Dep. Química U.N.P.S.J.B. FCN y CS	 Dra. Cynthia González
Fecha 25-6-2024	Fecha 20/6	Fecha 21/6/24	Fecha