



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

Profesor Responsable: Ing. Qca. Ruth Salomón

Carga Horaria: 120

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 /Teórico-prácticas

TEÓRICAS Días: Martes de 9:00 a 12:30

PRÁCTICAS

Problemas Días: Miércoles de 17:00 a 19:00

Laboratorio

Comisión A Días: Jueves de 08:30 a 10:00

Comisión B Viernes de 08:30 a 10:00

Comisión C Viernes de 14:00 a 16:00

Asignaturas Correlativas: no tiene

Código Nombre

Para la/s carrera/s

I. Objetivos de la Asignatura:

Hay dos objetivos fundamentales que guían el diseño curricular:

1. Despertar el interés del estudiante en la asignatura y lograr que vea a la misma como necesaria para su formación profesional.
2. Colaborar con el estudiante en el desarrollo de herramientas intelectuales que le permitan lograr la debida apropiación del conocimiento científico, proveyéndole de líneas "base" en los contenidos que se consideran de interés para su campo profesional. Esto es, se priorizan las habilidades intelectuales por sobre los contenidos, utilizando a estos para lograr esas habilidades.

Entre los subordinados a los objetivos "guía" están:

- * Inducir el cambio del lenguaje vulgar por el propio de la disciplina.
- * Promover el desarrollo de habilidades experimentales: diseño experimental; manipulación de material específico; organización de datos; discusión en grupo; emisión de hipótesis; extracción de conclusiones; etc..
- * Desarrollar hábitos de estudio grupal e interdisciplinario.

II. 1 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.

II. 2 Programa Analítico:



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

UNIDAD 1. INTRODUCCIÓN. CONCEPTOS Y HERRAMIENTAS BÁSICOS.

MATERIA: PROPIEDADES Y TRANSFORMACIONES. Definiciones de cada término. Clasificaciones de las propiedades y tipos de transformaciones.

SISTEMAS MATERIALES. Definiciones básicas y clasificación con base en las propiedades. Métodos de separación y fraccionamiento de sistemas.

IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA.

ENTIDADES CON LAS QUE SE TRABAJARÁ.

- 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. Caracterización.
- Iones.

INTRODUCCIÓN AL CONCEPTO DE ENERGÍA Y SU ROL EN LOS PROCESOS. Definición, tipos y formas de transferencia. Principio de Conservación. Relación cualitativa "distancia de separación - E" en sistemas de cuerpos que se atraen. Aplicación al caso de los cambios en los estados de agregación de la materia y al de un sistema núcleo-electrón. El camino de la E en diferentes procesos físicos y químicos.

CÓMO SE HACE CIENCIA.

QUÍMICA APLICADA 1.1: La Maravillosa y Necesaria Agua.

QUÍMICA APLICADA 1.2: Aplicación de isótopos del oxígeno en el mecanismo de la fotosíntesis oxigénica.

UNIDAD 2. EL BALANCE DE MATERIA EN QUÍMICA.

LAS BASES. Masas atómicas y moleculares relativas. Mol y masa molar.

ESTEQUIOMETRÍA EN COMPUESTOS. Ley de las Proporciones Definidas y Constantes. Composición porcentual de un compuesto y deducción de las fórmulas mínima y molecular. El problema de los isómeros.

ESTEQUIOMETRÍA EN REACCIONES QUÍMICAS. Representación simbólica de un proceso: ecuaciones. Ley de la conservación de la materia. Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante y rendimiento.

Reacciones en solución: expresiones de concentración m/m, m/V y molaridad. Estequiometría de reacciones en solución.

REACCIONES INCOMPLETAS: introducción al concepto de equilibrio químico.

QUÍMICA APLICADA 2.1: El ciclo del C y el "efecto invernadero".

QUÍMICA APLICADA 2.2: Ecuación global de la fotosíntesis.

UNIDAD 3. ESTRUCTURA Y COMPORTAMIENTO.

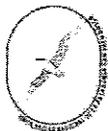
EL MODELO NUCLEAR DEL ÁTOMO. Partículas constitutivas; relaciones de masas y números. Radioactividad: tipos de procesos radioactivos nucleares; algunos usos benéficos.

EL MODELO ATÓMICO EN EL MUNDO CUÁNTICO: DISTRIBUCIÓN DE LOS ELECTRONES EXTRANUCLEARES. Orbitales. Caracterización de los orbitales y electrones: números cuánticos. Energías relativas de los orbitales. Configuración electrónica: reglas de construcción.

LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS. Construcción. Familias y "estructura electrónica externa". Otros tipos de agrupamiento de los elementos. Periodicidad de algunas propiedades atómicas relevantes.

LA UNIÓN ENTRE ÁTOMOS.

- Diferentes opciones: iónica, covalente, de coordinación, metálica.
- Unión iónica. Condiciones de formación. Características relevantes. Cargas y configuraciones comunes



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

de iones monoatómicos.

- Unión covalente. Valencia formal. Representaciones de Lewis. Variables relevantes: energía de disociación de enlace, longitud de enlace, orden de enlace, polaridad de enlace. Resonancia. Geometría molecular: Teoría de la Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia; condiciones de validez. Polaridad de las moléculas. Teoría del Enlace de Valencia. Hibridación de orbitales atómicos. Introducción a la Teoría de los Orbitales Moleculares.

- Nociones sobre compuestos de coordinación. Definiciones. Importancia en biología y en ciencias ambientales. Caracterización de los enlaces.

- Unión metálica. Modelo del "mar de electrones". La unión metálica como un caso de aplicación de la Teoría de los Orbitales Moleculares.

FÓRMULAS 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 3.1: *Por qué vemos.*

QUÍMICA APLICADA 3.2: *Compuestos de coordinación de importancia en la fotosíntesis: la molécula de clorofila y el complejo Mn_4CaO_5 .*

UNIDAD 4. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA.

MODELADO MICROSCÓPICO A PARTIR DEL COMPORTAMIENTO MACROSCÓPICO.

INTERACCIONES INTERMOLECULARES. Tipos según las especies intervinientes. Factores que inciden en la fortaleza. Importancia en sistemas biológicos. Moléculas anfífilas.

LOS GASES.

- Relaciones entre volumen, presión, temperatura y número de moles. Ecuación de estado del gas ideal.
- Mezcla de gases. Ley de Dalton de las presiones parciales. Otra forma de expresar concentraciones: fracción molar.
- Teoría Cinética del Gas Ideal.
- Apartamiento del modelo de gas ideal. Ecuación de Estado de van der Waals.

LOS SÓLIDOS.

- Clasificación según ordenamiento de las partículas que lo componen. Isotropía y anisotropía.
- Clasificación según el tipo de especies constituyentes. Valores característicos de algunas propiedades relevantes.

LOS LÍQUIDOS. Propiedades relevantes derivadas de las interacciones intermoleculares: viscosidad, tensión superficial y presión de vapor. Dependencia de la presión de vapor sobre la temperatura.

SOLUCIONES.

- Fundamentos moleculares de su formación. Solubilidad. Miscibilidad total, parcial e inmiscibilidad.
 - Una última forma de expresar concentraciones: molalidad. Interconversión entre diferentes formas de expresión.
 - Solubilidad de gases en líquidos. Dependencia sobre la presión parcial (ley de Henry) y sobre la temperatura.
 - Efecto de la formación de soluciones sobre la presión de vapor de los solventes: ley de Raoult.
- Propiedades coligativas.

SISTEMAS COLOIDALES. Concepto y tipos. Ejemplos. Floculación.

QUÍMICA APLICADA 4.1: *Vitaminas liposolubles y vitaminas hidrosolubles.*

QUÍMICA APLICADA 4.2: *Pigmentos fotosintéticos liposolubles e hidrosolubles.*

QUÍMICA APLICADA 4.3: *La anemia falciforme.*

UNIDAD 5. EL INTERCAMBIO DE ENERGÍA EN LOS PROCESOS.



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

CONCEPTOS DE BASE.

- Algunas formas de trabajo. Transferencia de energía en forma de calor por conducción y convección. Radiación electromagnética: esencia y variables que la caracterizan. Interacciones radiación electromagnética-materia.
- Sistema, entorno y universo. Tipos de sistemas.
- Procesos endoergónicos y exoergónicos: convenio de signos. Análisis de algunos casos comunes.
- Estado físico de un sistema. Cambios de estado. Funciones de estado y funciones del camino.
- Reversibilidad termodinámica.
- Qué tipos de procesos estudiaremos.

PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA Y EL BALANCE DE ENERGÍA EN QUÍMICA. Calorimetría. Energía interna y entalpía. Ecuaciones termoquímicas; ley de Hess. Estado físico estándar. Entalpía de formación y entalpía de reacción. Energía de reacción a partir de energías de disociación de enlace como una aproximación.

ESPONTANEIDAD DE UN PROCESO; TENDENCIA A LA DISPERSIÓN DE MATERIA Y ENERGÍA EN EL UNIVERSO.

- El concepto de *entropía*: definición estadística y definición termodinámica. Segundo Principio de la termodinámica. Una escala de entropías: el tercer principio de la termodinámica.
- Predicción de la espontaneidad de las reacciones: energía libre de Gibbs; dependencia sobre la concentración y las presiones parciales.

QUÍMICA APLICADA 5.1: Los alimentos: energía necesaria para la vida.

QUÍMICA APLICADA 5.2: Energía libre de la reacción de hidrólisis del ATP y su importancia en las reacciones biológicas.

UNIDAD 6. LA VELOCIDAD DE LOS PROCESOS Y EL ESTADO DE EQUILIBRIO.

CINÉTICA QUÍMICA (tratamiento semicuantitativo).

- Factores que afectan a la velocidad de una reacción.
- Concepto. Velocidad de reacción media e instantánea. Tiempo de vida media.
- Modelos a nivel microscópico: Teoría de las Colisiones y Teoría del Complejo Activado. Energía de activación. Nociones sobre mecanismos de reacción.

EL LÍMITE DE UNA REACCIÓN: EQUILIBRIO QUÍMICO.

- Repaso del concepto de equilibrio. condiciones para que se alcance e implicancias.
- Un parámetro que caracteriza a la reacción: la constante de equilibrio.
- Estados de equilibrio. Perturbación de un sistema en equilibrio: el principio de Le Châtelier. Dependencia de la constante de equilibrio sobre la temperatura.
- Tratamiento matemático del equilibrio químico. ¿Qué fija el límite de una reacción?: el cambio de energía libre de Gibbs en condiciones no estándares.
- Un caso relevante de equilibrio químico: *sustancias poco solubles*. Aplicaciones.

QUÍMICA APLICADA 6.1: Fijación del Nitrógeno Atmosférico: Cinética; el Rol de la Nitrogenasa.

QUÍMICA APLICADA 6.2: El rol de la ATP-sintasa en la fotosíntesis:

UNIDAD 7. DOS CONCEPTOS RELEVANTES ASOCIADOS: ÁCIDOS Y BASES.

CARACTERIZACIÓN Y TEORÍAS.

- Una característica relevante: neutralización de sus propiedades.
- Teoría de Arrhenius. La conducción de electricidad en soluciones: electrolitos; fortaleza. La autoionización del agua como base para la definición de ácidos y bases. Limitaciones de la teoría.
- Teoría de Brønsted-Lowry. Los protones como moneda de cambio. El rol del solvente en las soluciones de ácidos y bases. Pares ácido-base conjugados. Fortalezas relativas: dependencia sobre el solvente.

Año de Vigencia	2018	2019		Nro. De Orden :	Página 4
-----------------	------	------	--	-----------------	----------



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

- Un sobrevuelo a la Teoría de Lewis: los pares de electrones libres en la definición: aductos.

MEDIDA DE LA ACIDEZ-BASICIDAD DE UNA SOLUCIÓN ACUOSA.

- El producto iónico del agua, pH, pOH y pK.
- Otro caso relevante de equilibrio: ácidos y bases débiles. Grado de disociación. Relaciones matemáticas entre constante de equilibrio, grado de disociación, concentraciones y pH.

LAS SALES QUE CAMBIAN EL pH DE UNA SOLUCIÓN ACUOSA: hidrólisis salina.

SOLUCIONES AMORTIGUADORAS DE CAMBIOS DE pH: constitución y funcionamiento; cálculo del pH.

ÁCIDOS Y BASES POLIPRÓTICOS. Cálculos de pH. Diagramas *composición-pH*.

INTRODUCCIÓN A LA TITULACIÓN ÁCIDO-BASE.

QUÍMICA APLICADA 7.1: Antiácidos: ventajas y problemas.

QUÍMICA APLICADA 7.2: Diferencias de pH entre el lumen y el estroma de un cloroplasto

UNIDAD 8. REACCIONES QUÍMICAS CON INTERCAMBIO DE ELECTRONES.

BALANCEO DE ECUACIONES "REDOX".

EL POTENCIAL DE REDUCCIÓN como medida de la tendencia a la reducción. Relación con la energía libre de Gibbs. Estandarización. La ecuación de Nernst de la dependencia del potencial sobre las concentraciones y las presiones parciales.

ALGUNOS CASOS DE APLICACIÓN:

- Casos de reacciones biológicas.
- Pilas y baterías.
- Electrólisis.

QUÍMICA APLICADA 8.1: El pH-metro.

QUÍMICA APLICADA 8.2: Obtención electrolítica del Aluminio: La historia del proceso Hall-Hérault.

QUÍMICA APLICADA 8.3: 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 EL ESTUDIO SISTEMÁTICO DE ALGUNOS ELEMENTOS Y ESPECIES DERIVADAS DE INTERÉS EN LOS SISTEMAS NATURALES.

Semana	Descripción
1	<p><u>Clase teórica:</u> Unidad 1. INTRODUCCIÓN. CONCEPTOS Y HERRAMIENTAS BÁSICOS. Unidad 2. EL BALANCE DE MATERIA EN QUÍMICA. Las bases. Estequiometría en compuestos. Estequiometría en reacciones químicas.</p> <p><u>Resolución de problemas</u> sobre contenidos de las clases teóricas.</p> <p><u>Actividad de laboratorio:</u> Clasificación y fraccionamiento de sistemas materiales. Procesos físicos y reacciones químicas. PARTE 1</p>



Universidad Nacional de la Patagonia San Juan Bosco

FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES

Programa de la Asignatura: QUÍMICA GENERAL		Código:
Departamento: QUÍMICA		11008
Sede: Trelew		
2	<p><u>Clase teórica: Unidad 3. ESTRUCTURA Y COMPORTAMIENTO.</u> El modelo nuclear del átomo. El modelo atómico en el mundo cuántico: distribución de los electrones extranucleares.</p> <p><u>Resolución de problemas</u> sobre contenidos de las clases teóricas.</p>	
3	<p><u>Clase teórica: Unidad 3 (cont.).</u> La tabla periódica de los elementos. La unión entre átomos: unión iónica; unión covalente (teorías de Lewis, de la Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia, del enlace de valencia).</p> <p><u>Resolución de problemas</u> sobre contenidos de las clases teóricas.</p>	
4	<p><u>Clase teórica: Unidad 3 (cont.).</u> Unión covalente (cont.): hibridación de orbitales atómicos; introducción a la Teoría de los Orbitales Moleculares. Nociones sobre compuestos de coordinación. Unión metálica. Fórmulas y nomenclatura de algunos compuestos inorgánicos sencillos.</p> <p><u>Resolución de problemas</u> sobre contenidos de las clases teóricas.</p>	
5	<p><u>Clase teórica: Unidad 4. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA.</u> Modelado microscópico a partir del comportamiento macroscópico. Interacciones intermoleculares. Los gases. Los sólidos. Los líquidos. Radiación electromagnética y su interacción con la materia.</p> <p><u>Resolución de problemas</u> sobre contenidos de las clases teóricas.</p> <p><u>Actividad de laboratorio:</u> Algunas propiedades del estado líquido y de las soluciones. Preparación de soluciones y determinación de concentraciones con tubos comparadores.</p>	
6	<p><u>Clase teórica: Unidad 4 (cont.).</u> Soluciones. Sistemas coloidales.</p> <p><u>Resolución de problemas</u> sobre contenidos de las clases teóricas.</p>	
7	<p><u>Clase teórica: Unidad 5. EL INTERCAMBIO DE ENERGÍA EN LOS PROCESOS.</u> Conceptos de base. Primer Principio de la Termodinámica y el balance de energía en química.</p> <p><u>Resolución de problemas</u> sobre contenidos de las clases teóricas.</p>	
8	<p><u>Clase teórica: Unidad 5 (cont.).</u> Primer Principio de la Termodinámica y el balance de energía en química (cont.). Espontaneidad de un proceso: tendencia a la dispersión de materia y energía en el universo.</p> <p><u>Resolución de problemas</u> sobre contenidos de las clases teóricas.</p> <p><u>Evaluación parcial 1:</u> unidades 1 a 4 inclusive.</p>	
9	<p><u>Clase teórica: Unidad 6. LA VELOCIDAD DE LOS PROCESOS Y EL ESTADO DE EQUILIBRIO.</u> Cinética química. El límite de una reacción: equilibrio químico.</p> <p><u>Resolución de problemas</u> sobre contenidos de las clases teóricas.</p> <p><u>Recuperación de evaluación parcial 1:</u> unidades 1 a 4 inclusive.</p>	



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

10	<p><u>Clase teórica:</u> Unidad 7. DOS CONCEPTOS RELEVANTES ASOCIADOS: ÁCIDOS Y BASES. Caracterización y Teorías. Medida de la acidez-basicidad de una solución acuosa. Las sales que cambian el pH de una solución acuosa.</p> <p><u>Resolución de problemas</u> sobre contenidos de las clases teóricas.</p> <p><u>Actividad de laboratorio:</u> Sistemas reguladores de pH: preparación de soluciones y estudio del comportamiento.</p>
11	<p><u>Clase teórica:</u> Unidad 7 (cont.). Soluciones amortiguadoras de cambios de pH. Ácidos y bases polipróticos. Introducción a la titulación ácido-base.</p> <p><u>Resolución de problemas</u> sobre contenidos de las clases teóricas.</p>
12	<p><u>Clase teórica:</u> Unidad 8. REACCIONES QUÍMICAS CON INTERCAMBIO DE ELECTRONES. Balanceo de ecuaciones "redox". El potencial de reducción. Algunos casos de aplicación.</p> <p><u>Resolución de problemas</u> sobre contenidos de las clases teóricas.</p> <p><u>Actividad de laboratorio:</u> Reacciones químicas con intercambio de electrones.</p>
13	<p><u>Clases teóricas:</u> Síntesis y diagrama conceptual de los capítulos 5, 6 y 7.</p> <p><u>Evaluación parcial 2:</u> unidades 5 a 8 inclusive.</p>
14	<p><u>Clases teóricas:</u> Síntesis y diagrama conceptual de los capítulos 3 y 4.</p> <p><u>Recuperación de evaluación parcial 2:</u> unidades 5 a 8 inclusive.</p>
15	<p><u>Clase teórica:</u> Unidad 9. QUÍMICA DESCRIPTIVA. Estudio sistemático de algunos elementos y especies derivadas de interés en los sistemas naturales.</p> <p><u>Recuperación final de evaluaciones parciales:</u> de una evaluación parcial desaprobada.</p>

IV. Bibliografía:

Bibliografía básica:

- | | |
|--|---|
| ANGELINI M., BULWIK M., LASTRES FLORES B. L., SILEO M., BAUMGARTNER E., CRUBELLATI, R., POUCHAN, M., BENITEZ C., LANDAU L. & SERVANT B. R. 2008. Temas de química general. Ed. Eudeba. | GRAY H. B. & HAIGHT G. P. 1980. Principios básicos de química. 1ra. ed. Ed. Reverté. |
| ATKINS P. & JONES L. 2006. Principios de Química: los caminos del descubrimiento. Ed. Médica Panamericana. | MASTERTON W. L., SLOWINSKI E. J. & STANITSKI C. L. 1989. Química general superior. 6ta. ed. Ed. Interamericana McGraw-Hill. |
| BROWN T. & LEMAY H. E. 1977. Chemistry: the central science. 1ra. ed. Ed. Prentice-Hall. | MORTIMER C. E. 1983, Química. 5ta. ed. Ed. Grupo editorial Iberoamérica. |
| CHANG R. 2010. Química. 10ma. ed. Ed. McGraw-Hill. | PETRUCCI R. H., HARWOOD W. S. & HERRING F. G. 2003. Química general, V1 y V2. 8va. ed. Ed. Prentice Education. |
| GARRITZ A. & CHAMIZO J. A. 1994. Química. Ed. Addison-Wesley Iberoamericana. | WHITTEN K. W., DAVIS R. E. & PECK M. L. E. 1998. Química. 5ta. ed. Ed. McGraw-Hill. |



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

Bibliografía de consulta:

HOUSECROFT C. & SHARPE A. G. 2006. Química Inorgánica. 2da. ed. Ed. Pearson. Prentice Hall. (Complementaria para: CAP. 3; CAP. 9).

V. Metodología de Enseñanza:

El método desarrollado por la cátedra está orientado a la apropiación del conocimiento por parte del estudiante a partir de sus propios saberes previos, con la guía y ayuda del docente. Para tal fin se realizan cuatro tipos de actividades:

DE LABORATORIO: son actividades a veces de descubrimiento, previas a las clases de teoría, y otras de corroboración o aplicación, posteriores a las clases de teoría. Siempre se realizan con base en una guía escueta y con varias discusiones grupales e integradoras. Se evalúa la participación del alumno, la colección y el tratamiento de datos y la comprensión de lo realizado y de las conclusiones a las que se arribe. Finalizado el Laboratorio los alumnos deberán entregar un Informe del Laboratorio.

DE EXPOSICIÓN E INTERROGACIÓN: son las clases tradicionalmente llamadas "de teoría", caracterizadas por la interacción con los alumnos y apoyadas con diferentes recursos didácticos (diapositivas, animaciones, etc.) en los casos en que los conceptos, gráficos, etc. no puedan transmitirse correctamente con el mero uso del pizarrón.

DE RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS: con ellas se pretende desarrollar en el alumno la capacidad de resolver problemas prácticos, de potencial ocurrencia en sus estudios, con base en los conocimientos adquiridos. El método de trabajo propuesto es, como siempre, el grupal.

DE LECTURA INCENTIVADORA: a fin de que el alumno comprenda la importancia de la asignatura en su carrera profesional, se incluyen en cada unidad de la Guía del Estudiante un conjunto de artículos denominados *QUÍMICA APLICADA*, que versan sobre temas de interés en las carreras que se cursan en la Facultad.

Para el desarrollo de la unidad nueve todos los docentes eligen temas a exponer, con la participación de los alumnos interesados, que muestran a los alumnos la aplicación de los conocimientos adquiridos en el estudio de algunos elementos y compuestos derivados de interés biológico y ambiental.

VI. Condiciones para la aprobación del cursado de la asignatura

* Aprobación de dos exámenes parciales o sus recuperatorios con un puntaje mínimo de 60 en una escala de 100.

* Asistencia al 85 % de las actividades prácticas y aprobación del 75 % de las mismas, con sujeción al Reglamento Académico de la Facultad de Cs. Naturales y Ciencias de la Salud y del REGLAMENTO DE CURSADO, parte integrante de la Guía del Estudiante que se provee al comenzar las actividades académicas.



Universidad Nacional de la Patagonia San Juan Bosco

FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES

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

VI. Condiciones para la aprobación de la asignatura

Alumnos con cursado aprobado: aprobación del examen final con un puntaje mínimo de 4 en una escala de 10. El examen final es oral, con las siguientes excepciones: (a) cuando el alumno solicite realizarlo en forma escrita mediante nota, según el Reglamento Académico de la Facultad de Ciencias Naturales y (b) cuando la cantidad de inscriptos en una mesa de examen supere el número de cuatro (esta situación es comunicada a los alumnos con la antelación posible). El mismo versará sobre los aspectos conceptuales y teórico-prácticos de los temas del programa.

Alumnos libres: aprobación con un puntaje mínimo de 4 en una escala de 10, de cada una de las tres instancias del examen final, realizadas en el siguiente orden con 48 horas de separación como mínimo entre una y otra, siendo eliminatoria cualquiera de ellas:

- (1) realización o descripción (según lo determine el profesor responsable de la cátedra), análisis de resultados y extracción de conclusiones de algunas de las actividades de laboratorio realizadas durante el cuatrimestre;
- (2) realización de un conjunto de problemas similares a los de un examen parcial;
- (3) examen teórico similar al de un alumno regular.

Vigencia de este programa

Año	Firma	Profesor responsable
2018		Ing. Qca. Ruth Salomón
2019		

Visado

Decano	Sec. Académico Facultad	Jefe de Departamento	Coordinador: Comisión Curricular de la carrera
 Dra. OLGA S. HERRERA VICEDECANA Fac de Cs. Nat. y Cs. de la Salud U.N.P.S.J.B.	 Dra. Gabriela Romero Secretaria Académica Facultad de Cs. Naturales y Cs. de la Salud	 KATUSICH OFELIA	 Cynthia González
Fecha 17-8-2018	Fecha 10-8-18	Fecha 2018	Fecha 15 Mayo 2018