

PLANIFICACIÓN DE CÁTEDRA

AÑO: 2021

1. IDENTIFICACION

1.1. ASIGNATURA: **Química General e Inorgánica**

1.2. CARÁCTER. OBLIGATORIA OPTATIVA

1.3. CICLO: BÁSICO PROFESIONAL

1.4. CARRERA: **Licenciatura en Ecología y Conservación del Ambiente**

1.5. PLAN DE ESTUDIO: 2014

1.6. Año Y SEMESTRE: 1ºaño

1.7. RÉGIMEN ANUAL:
CUATRIMESTRAL: PRIMERO: SEGUNDO:

1.8. CARGA HORARIA:

SEMANTAL Nº DE SEMANAS TOTAL HS. RELOJ

1.9. SISTEMA DE APROBACIÓN

PROMOCIÓN: (condicionado a la presencialidad debido a la situación de pandemia)

EXAMEN FINAL:

1.10. CORRELATIVAS

CORRELATIVAS ANTERIORES:

CORRELATIVAS POSTERIORES: **Química Orgánica y Biológica**

2. EQUIPO CÁTEDRA

APELLIDO Y NOMBRES	CARGO Y DEDICACIÓN	RESPONSABLE O COLABORADOR
TEVEZ Héctor Rodolfo	Exclusiva	Responsable
RONDANO Karina	Exclusiva	Colaborador
BASUALDO Daniela	Exclusiva	Colaborador

3. OBJETIVOS DE LA ASIGNATURA

3.1. OBJETIVOS GENERALES DE LA ASIGNATURA:

Comprender la importancia de la Química General e Inorgánica en su formación científica y profesional para abordar la problemática ambiental.

Desarrollar habilidad en la medición y evaluación de parámetros químicos y en el manejo de instrumental de laboratorio y de campo

3.2. OBJETIVOS ESPECÍFICOS DE LA ASIGNATURA:

- Adquisición de una visión general y estructurada de la Química como disciplina científica.
Conocimiento de la terminología básica, las leyes y los conceptos fundamentales de la Química.
- Conocimiento de la estructura atómica y molecular.
- Capacidad de realización de cálculos estequiométricos.
- Capacidad de relacionar los conocimientos adquiridos con las propiedades de los elementos y sus compuestos.
- Capacidad de relacionar la Química con aspectos técnicos, sociales, medioambientales y de actualidad.

4. CONTENIDOS

4.1. CONTENIDOS PRINCIPALES

Estructura electrónica y clasificación periódica. Niveles de organización de la materia: subatómico, atómico, molecular y compuestos. Isótopos. Estequiometría. Equilibrio químico e iónico. Estados de la materia: sólido, líquido, gaseoso. Enlaces: iónico, hidrógeno, metálico, covalente. Soluciones y propiedades coligativas. Termoquímica. Leyes de la Termodinámica. Cinética. Concepto e importancia ambiental del pH. Su medición. Electroquímica. Electrólisis. Propiedades generales de los elementos y de los grupos representativos y de transición, dando énfasis en los de importancia biológica y ecológica.

4.2. PROGRAMA ANALITICO

UNIDAD I: PRINCIPIOS BÁSICOS DE LA QUÍMICA

- a) Química, definición y objeto. Método científico. Materia y energía, concepto, propiedades y equivalencias. Sistemas materiales, clasificación y propiedades. Sustancias puras, mezclas y soluciones. Separación y fraccionamiento. Sustancias elementales, símbolos químicos.
- b) Teoría atómica de Dalton. Leyes gravimétricas: ley de conservación de la masa y la energía, ley de proporciones definidas, ley de proporciones múltiples, ley de proporciones recíprocas. Ley de combinaciones gaseosas. Ley de Avogadro. Átomos y moléculas. Concepto de mol. Volumen molar. Número de Avogadro.
- c) Compuestos químicos, fórmulas. La ecuación química, determinación de coeficientes. Estequiometría de los compuestos: determinación de fórmula mínima y fórmula molecular, composición porcentual. Estequiometría de la ecuación: relaciones masa - masa y masa - volumen.

UNIDAD II: ESTRUCTURA ATÓMICA. TABLA PERIÓDICA. ENLACE QUÍMICO

- a) Estructura atómica. Radiación electromagnética. Rayos catódicos y canales. Modelos atómicos. Modelo de Bohr. Principio de incertidumbre. Mecánica cuántica. Números cuánticos. Orbitales atómicos. Configuraciones electrónicas. Regla de Hund. Principio de exclusión de Pauli.

b) Tabla periódica. Propiedades periódicas: radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad. Concepto de enlace químico, iónico y covalente. Polaridad de enlaces. Estructura de Lewis. Regla del Octeto. Enlace hidrógeno.

UNIDAD III: ESTADOS DE LA MATERIA

- a) Gases. Características generales. Presión, volumen y temperatura. Ecuaciones de estado. Ley de Boyle. Ley de Charles – Gay Lussac. Temperatura Absoluta. Ecuación general de los gases ideales. La constante R, unidades en que se expresa. Ley de las presiones parciales. Ley de difusión. Capacidad calorífica de los gases. Gases reales, desviaciones de la idealidad, sus causas. Ecuación de Van del Waals.
- b) Líquidos. Licuación de gases. Isotermas de Andrews. Estado crítico. Ecuación de Van der Waals y el estado crítico. Presión de vapor de los líquidos. Punto de ebullición. Ecuación de Clapeyron – Clausius. Calor molar de vaporización.
- c) Sólidos. Propiedades macroscópicas. Distintos tipos de cristales, sus características. Equilibrio sólido – líquido – vapor. Punto de fusión y solidificación. Calor molar de fusión. Presión de vapor de sólidos; sublimación. Calor molar de sublimación. Diagrama de fases de sustancias puras. Punto triple. Regla de las fases.

UNIDAD IV: DISOLUCIONES

- a) Concepto de disolución. Distintos tipos de disoluciones. Unidades de concentración. Equilibrio de disolución, solución saturada. Solubilidad, curvas de solubilidad. Solubilidad y temperatura. Solución sobresaturada.
- b) Soluciones diluidas. Presión de vapor de disoluciones. Ley de Raoult. Soluciones ideales y no ideales. Propiedades coligativas. Elevación del punto de ebullición, constante ebulloscópica. Descenso del punto de congelación, constante crioscópica. Ósmosis y presión osmótica. Propiedades coligativas en soluciones electrolíticas. Factor y de van't Hoff.
- c) Sistemas coloidales, propiedades generales. Propiedades ópticas. Efecto Tyndall. Propiedades eléctricas. Electroforésis. Estabilidad de las dispersiones coloidales. Geles. Emulsiones.

UNIDAD V: ENERGÍA Y CINÉTICA DE LOS PROCESOS QUÍMICOS

- a) Termodinámica, naturaleza. Definición de los términos de la termodinámica. Primera ley. Trabajo y calor. Energía interna. Entalpía y temperatura. Capacidad calorífica de los gases. Segunda ley

de la termodinámica. Reversibilidad y espontaneidad. Concepto de Entropía. Energía libre. Criterio de equilibrio.

- b) Efectos térmicos de las reacciones químicas. Ecuaciones termoquímicas. Calor de reacción, formación y combustión. Cambio entálpico. Leyes de la termoquímica. Cálculos termoquímicos.
- c) Cinética química. Velocidad de reacción, factores que influyen. Orden de reacción. Leyes de velocidad: leyes integradas para reacciones de primer orden, determinación experimental de las leyes de velocidad. Constante de velocidad y temperatura. Energía de activación. Teorías sobre velocidad de reacción: teoría de la colisión y teoría del estado de transición o complejo activado. Catálisis: catálisis homogénea y heterogénea. Catalizadores positivos y negativos.

UNIDAD VI: EQUILIBRIOS DE LOS PROCESOS QUÍMICOS

- a) Equilibrio químico. Naturaleza del equilibrio químico. Ley general. Constante de equilibrio, formas de expresarla. Equilibrio y velocidad de reacción. Factores condicionales de le equilibrio. Principio de Le Chatelier. Equilibrios homogéneos. Equilibrios heterogéneos, actividad de la fase sólida. Reacciones entre sólidos y gases. Equilibrio y temperatura. Equilibrio y energía de Gibbs.
- b) Equilibrio iónico. Fuerza de electrolitos. Grado de disociación. Teorías ácido - base: Arrhenius, Brönsted y Lowry, Lewis. Autoprotólisis del agua. Concepto de pH. Escala. Disociación de ácidos y bases débiles. Constante de ionización. Determinación de pH. Efecto de ion común, soluciones reguladoras. Hidrólisis. Determinación de pH en estos casos. Equilibrio de sales poco solubles: producto de solubilidad.
- c) Equilibrio redox. Reacciones de óxido reducción. Estados de oxidación. Número de oxidación. Hemirreacciones. Ajuste de ecuaciones redox. Electroquímica. Conducción electrolítica. Pilas electroquímicas. Leyes de Faraday. Equivalente electroquímico. Pilas galvánicas. Fuerza electromotriz. Potencial de electrodo. Electrodo estándar de Hidrógeno. Potenciales normales de reducción. Energía de Gibbs y fem de una pila. Ecuación de Nerst.

UNIDAD VII: ELEMENTOS NO METÁLICOS

- a) Importancia de los elementos en los sistemas orgánicos y biológicos.
- b) Hidrógeno, propiedades. Halógenos, propiedades. Oxígeno, propiedades. Aire: composición, propiedades. Contaminantes. Efecto invernadero. Destrucción de la capa de ozono. Agua, estructura, propiedades. Ciclo del agua en la naturaleza. Tipos de agua. Dureza.

c) Azufre y Selenio: propiedades. Nitrógeno y Fósforo: propiedades. Ciclos en la naturaleza. Fertilizantes. Contaminantes Lluvia ácida. Arsénico: propiedades. Carbono: propiedades. Catenación. Ciclo del carbono en la naturaleza. Silicio: propiedades. Silicatos. Boro: propiedades.

UNIDAD VIII: ELEMENTOS METÁLICOS

- a) Funciones biológicas en las que participan iones metálicos.
- b) Bismuto, Estaño, Plomo y Aluminio: propiedades. Elementos Alcalinos Téreos: Berilio, Magnesio, Calcio, Estroncio y Bario. Propiedades. Elementos Alcalinos: Litio, Sodio, Potasio y Cesio. Propiedades.
- c) Elementos de Transición: Vanadio, Cromo, Manganeseo, Hierro, Níquel, Cobalto, Cobre, Zinc, Molibdeno, Cadmio y Mercurio. Propiedades. Formación de complejos. Nomenclatura. Isomería.

4.3. PROGRAMA DE TRABAJOS PRACTICOS, TALLERES, SEMINARIOS, OTROS

5. ESTRATEGIA METODOLOGICAS

Las clases teórico - prácticas son clases de aplicación de los contenidos teóricos, a través de resolución de problemas, interpretación de gráficos y ejercicios de elaboración individual, como así también prácticas en el laboratorio. Se llevan a cabo todas las semanas y sirven de aprendizaje y ejercitación previa a la realización de los parciales.

6. DISTRIBUCIÓN DE LAS CARGAS HORARIAS

Promedio semanal		
	NUMERO	CANTIDAD DE HORAS RELOJ
TEÓRICAS	2	3
PRÁCTICAS	1	1
TEÓRICAS - PRÁCTICAS	2	4
TOTAL	5	8

	Teoría	Carga horaria total de la Asignatura		
		Resolución de problemas tipo	Formación Experimental	Total
Primer cuatrimestre	45	60	15	120

7. CRONOGRAMA

7.1. CRONOGRAMA TENTATIVO DEL DESARROLLO TEMÁTICO.

UNIDADES SEMANAS	UNIDADES							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	x	x						
2		x						
3		x						
4			x					
5			x	x				
6				x				
7								
8					x			
9					x			
10						x		
11						x		
12						x		
13							x	x
14								
15							x	x

7.2. CRONOGRAMA TENTATIVO DE TRABAJOS PRÁCTICOS

UNIDADES SEMANAS	UNIDADES							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7	x			x				
8								
9								
10								
11								
12								
13					x	x		
14							x	x
15								

89. EVALUACIONES

8.1. PARCIALES, PRÁCTICOS, TALLERES Y OTRAS INSTANCIAS DE EVALUACIÓN QUE SE LLEVARÁN A CABO.

Evaluaciones	Fecha prevista	Tipo de evaluación	
		Escrita	Oral
Primer parcial	18-05	X	
Segundo parcial	29-06	X	
Recuperatorio 1er parcial	02-07	X	
Recuperatorio 2do parcial o integral, según corresponda	06-07	X	
Otras instancias de evaluación: seminario (Dependerá de la posibilidad de presencialidad)	10-07		X
Otras instancias de evaluación: <u>prácticos de laboratorio</u>	07-05 21-05 16-06 30-06	X	

9. CONDICIONES DE REGULARIDAD O PROMOCIONALIDAD.

CONDICIONES DE REGULARIDAD:

1. Asistencia del 80% a clases teórico - prácticas.
2. Aprobación del 100 % de los trabajos prácticos de laboratorio. Se podrá recuperar hasta un 40 % de los prácticos.
3. Aprobación de todas las evaluaciones parciales, tanto practica como teórica, con nota mínima de 5 (cinco). El estudiante tendrá derecho a un recuperatorio de cada parcial, en caso de ausencia o desaprobación.
4. Presentación de carpeta con los informes de los trabajos de laboratorio al finalizar el ciclo académico.

CONDICIONES DE PROMOCIONALIDAD: (Solo válida en caso de presencialidad)

1. Los requisitos mínimos establecidos que los alumnos deberán cumplir para acogerse a este beneficio son:
2. Asistencia del 80% a clases teórico - prácticas.
3. Aprobación del 100 % de los trabajos prácticos de laboratorio. Se podrá recuperar hasta un 40 % de los prácticos.
4. Aprobación de todas las evaluaciones parciales, tanto practica como teórica, con nota mínima de 7 (siete).
5. Presentación de carpeta con los informes de los trabajos de laboratorio al finalizar el ciclo académico.

10. VIAJES DE CAMPAÑA

(Se recuerda que para la efectivización de los viajes, la cátedra debe efectuar los trámites correspondientes al iniciar el año lectivo)

FECHA	CANTIDAD DE DIAS	LOCALIDAD	PROVINCIA	KM A RECORRER

11. OTRAS ACTIVIDADES PREVISTAS (CHARLAS, SEMINARIOS, ETC)

12. BIBLIOGRAFIA

1. Básica:

- ✓ Serie didáctica de la cátedra
- ✓ Introducción a la Química. Proyecto cooperativo (CIN) – 1999. Editorial de la UNLP
- ✓ Burns Ralph A. Fundamentos de Química. Ed Pearson (Prentice Hall). 4ta ed, 2003.

2. de consulta

- ◆ Brown Theodore L. – H. Eugene Lemay Jr . Química.1987. Prentice Hall.
- ◆ Chang R. Química. 1994. Editorial Addison Wesley.
- ◆ Brady H. Química Básica.1989. Editorial Ciencia y Técnica.
- ◆ Petrucci R., Harwood W., Herring E.G. Química General (Enlace Químico y Estructura de la Materia) Ed Prentice Hall. 8va. edición.
- ◆ Atkins P. W.. Química General 1992. Editorial Omega SA Barcelona
- ◆ Chem. Problemas de Química.
- ◆ Glasstone - Lewis.1984. Elementos de Química Física. Editorial El Ateneo.
- ◆ Ibarz. Problemas de Química General.
- ◆ Longo F. R. Química General.
- ◆ Mahan-Meyer. Química. 1987. Curso Universitario. Editorial Addison Wesley Iberoamericana.