

## PLANIFICACIÓN DE CÁTEDRA

AÑO: 2015

### 1. IDENTIFICACION

#### 1.1. ASIGNATURA: Química General

1.2. CARÁCTER. OBLIGATORIA  OPTATIVA

1.3. CICLO: BÁSICO  PROFESIONAL

#### 1.4. CARRERA: Ingeniería en Industrias Forestales

#### 1.5. PLAN DE ESTUDIO: 1996

#### 1.6. AÑO Y SEMESTRE: 1º año

1.7. RÉGIMEN ANUAL:   
CUATRIMESTRAL:  PRIMERO:  SEGUNDO:

#### 1.8. CARGA HORARIA:

SEMANTAL  Nº DE SEMANAS  TOTAL  HS. RELOJ

#### 1.9. SISTEMA DE APROBACIÓN

PROMOCIÓN:

EXAMEN FINAL:

#### 1.10. CORRELATIVAS

CORRELATIVAS ANTERIORES: **Álgebra y Geometría Analítica**

CORRELATIVAS POSTERIORES: **Química Inorgánica**

## 2. EQUIPO CÁTEDRA

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

## 3. OBJETIVOS DE LA ASIGNATURA

### 3.1. OBJETIVOS GENERALES DE LA ASIGNATURA:

- Comprender la importancia de la Química General en su formación científica y profesional para abordar la problemática forestal y ambiental.
- Desarrollar habilidad en la medición y evaluación de parámetros químicos y en el manejo de instrumental de laboratorio

### Competencias Específicas

- Adquirir una visión general y estructurada de la Química como disciplina científica.
- Razonar cualitativamente y cuantitativamente en forma lógica problemas sencillos de aplicación de la ciencia Química
- Conocer la terminología básica, las leyes y los conceptos fundamentales de la Química.
- Realizar cálculos estequiométricos, soluciones y redox.
- Relacionar la Química con aspectos técnicos, sociales, medioambientales y de actualidad.
- Relacionar las distintas formas de expresar una situación química (verbal, gráfica, formal y esquemática).

## 4. CONTENIDOS

### 4.1. CONTENIDOS PRINCIPALES

Principios fundamentales de la química. Leyes fundamentales. Estados de la materia, sus propiedades y las leyes que la rigen. Estequiometría. Equilibrio químico e iónico. Enlaces: iónico, metálico, covalente. Interacciones intermoleculares: puente Hidrógeno, Van der Waals. Soluciones y propiedades coligativas. Termoquímica. Leyes de la Termodinámica. Cinética. Concepto e importancia ambiental del pH. Su medición. Electroquímica. Electrólisis.

#### 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: 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. Gases reales, desviaciones de la idealidad, sus causas. Ecuación de Van der 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 III: 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. Electroforesis. Estabilidad de las dispersiones coloidales. Geles. Emulsiones.

#### **UNIDAD IV: 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 V: 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. Equilibrio y temperatura. Equilibrio y energía de Gibbs.
- b) Equilibrio iónico. Tipos de electrolitos. Grado de disociación. Teorías ácido - base: Arrhenius, Brønsted y Lowry, Lewis. Autoprotólisis del agua. Concepto de pH. Escala. Disociación de ácidos y bases débiles. Constante de disociación. 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.

## 5. ESTRATEGIA METODOLÓGICAS

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
<b>TOTAL</b>	<b>5</b>	<b>8</b>

	Teoría	Carga horaria total de la Asignatura		
		Resolución de problemas tipo	Formación Experimental	Total
<b>Primer cuatrimestre</b>	60	30	30	120

## 7. CRONOGRAMA

### 7.1. CRONOGRAMA TENTATIVO DEL DESARROLLO TEMÁTICO.

UNIDADES \ SEMANAS	I	II	III	IV	V
1	x				
2	x	x			
3		x			

4			x		
5			x	x	
6				x	
7	x			x	
8					x
9					X
10					X
11					X
12					x
13				x	x
14					x
15					

## 7.2. CRONOGRAMA TENTATIVO DE TRABAJOS PRÁCTICOS

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

## 89. EVALUACIONES

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

11Evaluaciones	Fecha prevista	Tipo de evaluación	
		Escrita	Oral
Primera	25-09	X	
Recuperatorio	02-10	X	
Segunda	13-11	X	
Recuperatorio	20-11	X	
Otras instancias de evaluación: <u>seminario</u>	18-11		X
Otras instancias de evaluación: <u>prácticos de laboratorio</u>	16-09 18-09 04-11 06-11	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.

### Examen final de alumnos regulares:

La evaluación será escrita y oral. Será condición previa al examen oral, aprobar la evaluación escrita de problemas con nota mínima de 5 (cinco). Quedarán eximidos del examen escrito, aquellos alumnos que regularicen la asignatura con un promedio mínimo de 7 (siete) puntos en las evaluaciones de práctica (problemas).

El examen oral se tomará sin bolillero.

### Examen final de alumnos libres:

Parte de problemas: se tomaran ejercicios de todas las unidades y deberá aprobar con nota mínima

de 7 (siete).

- Parte de laboratorio: en forma escrita se tomará una evaluación de cuatro o mas laboratorios. Luego de su aprobación deberá realizar 1 o 2 laboratorios en forma íntegra según guía de laboratorios del año en curso.
- Parte teórica: El examen oral se tomará sin bolillero.

## 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

- ◆ KENNETH W. WHITTEN, 2009. Química. S.A. EDICIONES PARANINFO, 8va Edición.
- ◆ 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
- ◆ Brady H. Química Básica. 1989. Editorial Ciencia y Técnica.
- ◆ Brown Theodore L. – H. Eugene Lemay Jr . Química. 1987. Prentice Hall.
- ◆ Chang R. Química. 1994. Editorial Addison Wesley.
- ◆ 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.