



**Ministerio de Cultura y Educación**  
**Universidad Nacional de San Luis**  
**Facultad de Ingeniería y Ciencias Agropecuarias**  
**Departamento: Ciencias Básicas**  
**Area: Química**

**(Programa del año 2020)**

### I - Oferta Académica

Materia	Carrera	Plan	Año	Período
Química General e Inorgánica	INGENIERÍA AGRONÓMICA	11/04 -25/1 2	2020	1° cuatrimestre

### II - Equipo Docente

Docente	Función	Cargo	Dedicación
BAILAC, PEDRO NELSON	Prof. Responsable	P.Asoc Exc	40 Hs
MOSCONI, SANDRA MARIELA	Responsable de Práctico	JTP Semi	20 Hs
FERNANDEZ, ELIANA SOLEDAD	Auxiliar de Práctico	A.1ra Exc	40 Hs
ZITNIK, DANIEL ESTEBAN	Auxiliar de Práctico	A.2da Simp	10 Hs

### III - Características del Curso

Credito Horario Semanal				
Teórico/Práctico	Teóricas	Prácticas de Aula	Práct. de lab/ camp/ Resid/ PIP, etc.	Total
Hs	Hs	Hs	Hs	Hs

Tipificación	Periodo

Duración			
Desde	Hasta	Cantidad de Semanas	Cantidad de Horas

### IV - Fundamentación

El curso de Química General e Inorgánica se ubica en el primer año de la carrera de Ingeniería Agronómica, dentro del área de las llamadas Ciencias Básicas. El carácter de básico se lo otorgan las características de la asignatura, que junto a otras del área, se constituyen como fundantes para el desarrollo de las asignaturas posteriores del plan de estudio. La articulación de contenidos se da en forma horizontal y vertical con los cursos correlativos de la carrera que tienen como base a la Química. Introducir al estudiante en el mundo de la materia y de las reacciones asociadas que conforman los sistemas en donde van a intervenir los futuros profesionales, estos conocimientos les permiten analizar la importancia de su estudio. En el curso Química General e Inorgánica se estudian procesos físicos y reacciones químicas, poniendo especial énfasis en el estudio de las reacciones en soluciones acuosas y el equilibrio ácido-base.

### V - Objetivos / Resultados de Aprendizaje

- Adquirir la terminología de la Química General e Inorgánica.
- Motivar e incentivar el estudio de la Química como base conceptual para otros cursos de la carrera.
- Emplear los conceptos teórico-prácticos de los fenómenos físicos y químicos como medio para prever propiedades y reacciones de la materia.

- Inducir la búsqueda de información a través de distintas fuentes en el proceso de aprendizaje.
- Desarrollar habilidades en el estudiante para utilizar los conocimientos adquiridos para la resolución de problemas.
- Integrar los conocimientos aprendidos durante el curso.

## VI - Contenidos

### **Tema 1. Estequiometría**

Química: el estudio del cambio. Teoría atómica. Estructura del átomo. Número atómico, número de masa e isótopos. La Tabla Periódica. Moléculas. Iones. Fórmulas químicas. Nomenclatura de los compuestos. Ecuaciones químicas. Relaciones de masa en las reacciones químicas: Masa atómica. Número de Avogadro y masa molar de un elemento. Masa molecular. Composición porcentual de los compuestos. Cantidades de reactivos y productos. Reactivos limitantes. Pureza de los reactivos. Rendimiento de reacción.

### **Tema 2. Reacciones en disolución acuosa**

Propiedades generales de las disoluciones acuosas: propiedades electrolíticas, solubilidad. Reacciones de precipitación. Ecuaciones: moleculares, iónicas e iónicas netas. Reacciones ácido-base: Propiedades generales de ácidos y bases. Neutralización ácido-base. Reacciones que originan la formación de gases. Reacciones de oxidación-reducción: número de oxidación, tipos de reacciones redox. Unidades de concentraciones de las disoluciones: físicas y químicas (fracción molar, molalidad, molaridad y normalidad). Dilución de disoluciones.

### **Tema 3. Estado gaseoso**

Propiedades generales. Leyes de los gases ideales: ley de Boyle, Ley de Charles y Gay-Lussac, Ley de Avogadro. Ecuación del gas ideal. Estequiometría de gases. Ley de Dalton de las presiones parciales. Teoría cinético-molecular. Difusión y efusión. Desviación del comportamiento ideal: ecuación de van der Waals.

### **Tema 4: Termoquímica.**

Naturaleza y tipos de energía. Cambios de energía en las reacciones químicas. Entalpía de las reacciones químicas. Ecuaciones termoquímicas. Entalpía estándar de formación y de reacción: método directo y método indirecto, ley de Hess.

### **Tema 5: Teoría cuántica y la estructura electrónica de los átomos.**

Estructura atómica. Propiedades de las ondas, radiación electromagnética. Teoría cuántica de Planck. El efecto fotoeléctrico. Teoría de Bohr del átomo de hidrógeno. Naturaleza dual del electrón. Mecánica cuántica. Los números cuánticos. Orbitales atómicos. Configuración electrónica: el principio de exclusión de Pauli, Diamagnetismo y paramagnetismo, la regla de Hund.

### **Tema 6. Relaciones periódicas entre los elementos.**

La Tabla Periódica moderna. Clasificación periódica de los elementos. Configuración electrónica de cationes y aniones. Variaciones periódicas de las propiedades físicas: carga nuclear efectiva, radio atómico, radio iónico. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Variación de las propiedades químicas de los elementos representativos.

### **Tema 7. Enlace químico**

Representación de los electrones de valencia mediante los símbolos de puntos de Lewis. Enlace iónico. Enlace covalente. Electronegatividad. Carga formal y estructura de Lewis. El concepto de resonancia. Excepciones a la regla del octeto.

### **Tema 8. Las fuerzas intermoleculares y los líquidos**

Fuerzas intermoleculares: ion-dipolo, dipolo-dipolo, fuerzas de dispersión, el puente de hidrógeno. Propiedades de los líquidos: tensión superficial, viscosidad, estructura y propiedades del agua. Cambios y diagrama de fases.

### **Tema 9. Propiedades físicas de las disoluciones.**

Tipos de disoluciones. Efecto de la temperatura en la solubilidad. Propiedades coligativas de las disoluciones de no electrolitos. Disminución de la presión de vapor, ley de Raoult. Elevación del punto de ebullición. Descenso del punto de congelación. Presión osmótica. Propiedades coligativas de las disoluciones de electrolitos.

### **Tema 10. Equilibrio químico.**

El concepto de equilibrio y la constante de equilibrio. Escritura de las expresiones de la constante de equilibrio: equilibrios

homogéneos, heterogéneos y múltiples. La representación de la constante de equilibrio y la ecuación de equilibrio. Relación entre cinética química y equilibrio químico. Predicción de la dirección de una reacción. Cálculo de las concentraciones en el equilibrio. Factores que afectan el equilibrio químico. Principio de Le Chatelier. Cambios en la concentración. Cambios en el volumen y la presión. Cambios en la temperatura. Efecto de un catalizador.

### **Tema 11. Equilibrios iónicos. Ácido-base y de solubilidad**

Ácidos y bases: Teorías de Arrhenius, Brønsted y Lewis. Propiedades ácido-base del agua. El pH: una medida de la acidez. Fuerza de los ácidos y las bases. Ácidos y bases débiles y las constantes de ionización. Relación entre las constantes de ionización de los ácidos y sus bases conjugadas. Ácidos dipróticos y polipróticos. Propiedades ácido-base de las sales, hidrólisis de una sal. Equilibrio ácido-base: efecto del ion común. Disoluciones amortiguadoras o buffer. Equilibrios de solubilidad. Solubilidad molar y solubilidad de electrolitos poco solubles. Separación de iones por precipitación fraccionada. El efecto del ion común y la solubilidad.

### **Tema 12. Los elementos representativos y los metales de transición**

Propiedades generales de los elementos representativos. Elementos representativos de interés agronómico. Propiedades generales de los metales de transición. Metales de transición de interés agronómico.

## **VII - Plan de Trabajos Prácticos**

### **A.- Trabajos Teórico-Prácticos de Aula:**

Resolución de problemas relacionados a los temas del programa analítico en las clases de aula, problemas convergentes de razonamiento deductivo y problemas propuestos extra áulico.

### **B.- Trabajos Prácticos de Laboratorio:**

Nº 1: Higiene y seguridad en el laboratorio. Reconocimiento del material de laboratorio y normas de uso.

Nº 2: Separación de mezclas heterogéneas (fases) y homogéneas (fraccionamiento). Reacciones químicas en solución acuosa (precipitación, redox, descomposición, neutralización).

Nº 3: Preparación de soluciones a diferentes concentraciones: físicas y químicas.

Nº 4: Aplicación de las propiedades coligativas, cálculos experimentales.

Nº 5: Aplicación de los equilibrios iónicos. Ácido-base, pH.

## **VIII - Regimen de Aprobación**

### **REGIMEN DE ESTUDIANTES REGULARES**

La modalidad de dictado del curso será Teórico-Práctico.

#### **I.- Dictado Teórico-Práctico en el Aula:**

a) El estudiante deberá asistir como mínimo un 80% de las clases Teórico-Prácticas en el Aula

b) Se considerará ausente al estudiante que incurra en una tardanza superior a los 15 minutos sin justificación.

c) El estudiante deberá llevar al día las guías de los problemas durante el cursado.

d) El estudiante se proveerá del material necesario para las clases prácticas en el aula (papel, tabla periódica, calculadora, etc.).

#### **II.- Trabajos Prácticos de Laboratorio:**

a) El estudiante deberá asistir al 100 % de los Trabajos Prácticos de Laboratorio. Se contemplará la excepcionalidad de la inasistencia con una probanza.

b) Antes de realizar el Trabajo Práctico de Laboratorio, el estudiante deberá haber estudiado la guía correspondiente, se le harán preguntas en el desarrollo del práctico debiendo responderlas satisfactoriamente.

c) Finalizado el trabajo práctico de laboratorio y en un lapso no mayor a una semana, deberá el estudiante presentar al docente encargado del laboratorio, el informe individual del práctico, detallando lo realizado y los resultados obtenidos. El informe será revisado y aprobado por el docente responsable del práctico y entregado al estudiante, en el caso de presentar algún error o estar incompleto le será devuelto para que corrija o complete el mismo y deberá nuevamente entregarlo para su aprobación. En el caso de no aprobar el informe, se le preguntará un cuestionario del laboratorio en la evaluación parcial escrita de los prácticos de aula, que se incluirá en la valoración del mismo.

#### **III.- Evaluaciones Parciales:**

Se prevé tomar tres parciales de prácticos de aula, cuya calificación será como mínimo de 7 (siete) en todas las evaluaciones.

Si el estudiante saca 6 (seis) y menos de 7 (siete) en la evaluación, tiene la opción de un coloquio. Las fechas tentativas de evaluaciones: 1er Parcial el 06 de abril, 2do Parcial el 14 de mayo y el 3er Parcial el 10 de junio. Todos los parciales tendrán dos recuperaciones de acuerdo a la Ordenanza C.S. N° 32/14. No se prevé régimen de promoción sin examen final.

## EXAMEN FINAL

### A- ESTUDIANTES REGULARES

El examen final será evaluado de forma oral, se tendrá en cuenta la excepcionalidad de los casos particulares con un examen escrito. El estudiante puede optar por un tema del programa y comenzar el examen con el mismo, finalizada su exposición, se preguntará sobre otros temas del último programa desarrollado al momento de obtener la regularidad del curso.

### B- ESTUDIANTES LIBRES

- El examen final para los estudiantes no regulares constará de dos partes.

1era Parte- Evaluación sobre los Trabajos Prácticos de Aula y Laboratorio: el estudiante deberá aprobar una evaluación escrita sobre los Trabajos Prácticos de Aula, la que constará de problemas de los temas desarrollados en clase, debiendo resolver el 70 % de los mismos. Luego, deberá proceder a la realización o explicación de un Trabajo Práctico de Laboratorio, el que se elegirá mediante sorteo, si el tribunal examinador considera aprobados los mismos, pasará a la evaluación sobre los Contenidos Teóricos

2da Parte- Evaluación sobre los Contenidos Teóricos: se evaluará el examen final con la misma modalidad que los alumnos regulares, con el último programa vigente del curso.

## IX - Bibliografía Básica

[1] [1] Chang, R. Química, Mc Graw Hill, 10ª Edición, 2010. 11ª Edición 2013.

[2] [2] Clases Teóricas de la Asignatura, Pedro Bailac, Aula Virtual:

<http://claroline.fica.unsl.edu.ar/claroline1812/claroline/course/index.php?cid=QGEIAGRO2014>

[3] [3] Whitten, Davis, Peck, Química General, Mc Graw Hill, 5ª Edición, 1999.

[4] [4] Petrucci, Harwood, Herring. Volumen I, Química General. Prentice Hall, 8ª Edición. Última reimpresión: 2005.

[5] [5] Petrucci, Harwood, Herring. Volumen II, Química General. Prentice Hall, 8ª Edición. Última reimpresión: 2009.

[6] [6] Burns, Ralph A. 5ta Ed. México: Pearson Educación, 2011.

[7] [7] Atkins, Jones, Química: molécula, materia, cambio. Ed. Omega. Barcelona. 3ra Edición, 1998.

[8] [8] Sueldo, Bailac. Elementos Representativos de interés agronómico, 2017.

[9] [9] Zitnik, Bailac. Elementos de Transición de interés agronómico, 2018.

## X - Bibliografía Complementaria

[1] [1] Atkins, P. W. Química General. Ediciones Omega, S.A. 1992.

[2] [2] Slabaugh y Parsons, Química General. Ed. Limusa. México 1978.

[3] [3] Becker y Wentworth, Química General. Ed. Reverte, España 1977

## XI - Resumen de Objetivos

Proporcionar a los alumnos un amplio conocimiento de esta ciencia para que puedan:

- Formular, identificar y clasificar las sustancias inorgánicas.
- Interpretar las transformaciones que experimentan la materia.
- Desarrollar habilidades para lograr un conocimiento significativo que pueda ser aplicado en las asignaturas correlativas de la carrera.
- Valorar la importancia de las transformaciones químicas en los procesos agronómicos.

## XII - Resumen del Programa

PROGRAMA SINTETICO:

Tema 1. Estequiometría

Tema 2. Reacciones en disolución acuosa

Tema 3. Estado gaseoso

Tema 4. Nociones de termoquímica.  
Tema 5. Teoría cuántica y la estructura electrónica de los átomos.  
Tema 6. Relaciones periódicas entre los elementos.  
Tema 7. Enlace químico  
Tema 8. Las fuerzas intermoleculares y los líquidos  
Tema 9. Propiedades físicas de las disoluciones.  
Tema 10. Equilibrio químico  
Tema 11. Equilibrios iónicos. Ácido-base y de solubilidad  
Tema 12. Los elementos representativos y de transición de interés agronómico.

### **XIII - Imprevistos**

--

### **XIV - Otros**

--