

 <p><b>UNIVERSIDAD NACIONAL DE CÓRDOBA</b> Facultad de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales República Argentina</p>	<p>Programa de:</p> <p style="text-align: center;"><b>Química General</b></p> <p>Código: 1603</p>
<p>Carrera: Ciencias Biológicas Profesorado en Cs. Biológicas Escuela: <i>Biología</i> Departamento: <i>Química</i></p>	<p>Plan: 261-90 271-90 Carga Horaria: 105 Semestre: Primero Carácter: <i>Obligatoria</i></p> <p>Créditos: 10,5 Hs. Semanales: 8 Año: Primero</p>
<p><b>Objetivos:</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Adquirir una clara comprensión de los conceptos básicos de la química relacionando propiedades atómicas y moleculares, con el fin de interpretar transformaciones químicas.</li> <li>2. Comprender procesos físico-químicos fundamentales y su aplicación en sistemas de regulación ácido-base, intercambio gaseoso y absorción de nutrientes en sistemas biológicos.</li> <li>3. Comprender la interrelación de la Química con el resto de asignaturas que integran la carrera.</li> <li>4. Desarrollar pensamiento crítico.</li> </ol>	
<p><b>Programa Sintético:</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Evolución química del Universo.</li> <li>2. Estructura atómica.</li> <li>3. La tabla periódica. Enlaces químicos. Estructura molecular. Fuerzas intermoleculares de atracción.</li> <li>4. Gases ideales. Leyes. Gases reales.</li> <li>5. Líquidos. Disoluciones. Coloides.</li> <li>6. Ácidos y bases. Neutralización. Oxido reducción.</li> <li>7. Equilibrio químico. Equilibrio ácido-base. pH. Equilibrio de solubilidad.</li> <li>8. Termodinámica y termoquímica.</li> <li>9. Cinética química.</li> <li>10. Química nuclear. Radioquímica</li> </ol>	
<p><b>Programa Analítico:</b> de foja 2 a foja 7</p>	
<p><b>Programa Combinado de Examen (si corresponde):</b> de foja a foja .</p>	
<p><b>Bibliografía:</b> de foja 6 a foja 7</p>	
<p><b>Correlativas Obligatorias:</b> Química del ciclo de nivelación</p> <p><b>Correlativas sugeridas</b></p>	
<p><b>Rige:</b> 2013</p>	
<p><b>Aprobado</b> <span style="float: right;">Sustituye al aprobado por Res.:</span> <b>Fecha:</b> <span style="float: right;">Fecha:</span></p>	
<p>El Secretario Académico de la Facultad de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales (UNC) certifica que el programa está aprobado por el (los) número(s) y fecha(s) que anteceden. Córdoba, / / .</p>	
<p>Carece de validez sin la certificación de la Secretaría Académica:</p>	



## PROGRAMA ANALITICO

### LINEAMIENTOS GENERALES

La asignatura tiene un régimen de cursado semestral, cuya carga horaria es de 105 en total, está inserta en la currícula de primer año y en el primer semestre, tanto para la carrera de Ciencias Biológicas como para la del Profesorado en Cs Biológicas. La materia está planificada y estructurada de modo tal que el alumno adquiera y comprenda gradualmente los conceptos según el nivel de complejidad y abstracción de los mismos. Esto por otra parte, está sincronizado con el entrenamiento en laboratorio, lo que permite no sólo desarrollar las destrezas planteadas como objetivos de la asignatura sino también favorecer la comprensión de las bases conceptuales desarrolladas, a fin de lograr uno de los objetivos más importantes que es el desarrollo de autonomía para la resolución de problemas.

En esta asignatura las metodologías o pautas pedagógicas están supeditadas a la currícula de la carrera y a las incumbencias del Biólogo o Profesor de Cs. Biológicas y, obviamente, a la disciplina o área de objeto del proceso de enseñanza aprendizaje que es la Química y particularmente la Química General.

Las pautas pedagógicas básicas o esenciales son:

- La currícula: planificación, organización y estructura de los contenidos y procedimientos de esta Química General (condensada).
- La inserción transversal y longitudinal con las asignaturas correlativas o no, a fin de emplear algunos contenidos de éstas como plataforma de motivación, para reforzar contenidos o para aplicar contenidos.
- Entrenamiento en autonomía, eficiencia en el manejo de tiempos y empleo de bases conceptuales de química y otras áreas, mediante la técnicas de resolución de situaciones problemáticas a libro abierto y de a dos alumnos.
- Evaluaciones que permitan no sólo saber el grado de cumplimiento de los objetivos de las distintas actividades del proceso de enseñanza aprendizaje, sino también mediante indicadores precisos evaluar el logro de objetivos mínimos.

### METODOLOGIA DE ENSEÑANZA

Considerando la tendencia pedagógica actual en carreras universitarias de cs. experimentales o asignaturas como Química General, se enfatiza que el alumno asuma un papel activo. En esta asignatura la metodología y los medios empleados para que el proceso de enseñanza aprendizaje sea más eficiente se basan en el razonamiento, el desarrollo de juicio crítico mediante la resolución de problemas y el entrenamiento práctico mediante el desarrollo de actividades experimentales.

Herramientas Didácticas

Guía: de seminarios, trabajos prácticos, ejercitación de teóricos, anexo tablas (constantes, potenciales y iones entre otros) y hojas de seguridad de drogas empleadas. Presenta en detalle objetivos generales, objetivos específicos, contenidos, ejercicios y experiencias prácticas. Ejercicios y experiencias están basadas en la técnica de resolución de problemas y una bajada de la metodología científica.

Plataforma virtual: Material de estudio, animaciones de demostraciones o simulaciones de procesos y toda la información referida a notas, horarios, consultas etc.

### EVALUACION

Los alumnos son evaluados mediante:

1. Parciales de regularidad. Se toman dos parciales de regularidad en los que se evalúan contenidos conceptuales y procedimentales desarrollados en los seminarios y las clases prácticas de laboratorio. El alumno deberá obtener un promedio mínimo de 6 puntos entre los dos parciales. En caso de no alcanzar este promedio (o tener una inasistencia justificada), se podrá recuperar el parcial con menor calificación. El recuperatorio se realizará al finalizar el cursado de la materia. El primer parcial corresponde a las clases 1 a 5 inclusive. El segundo abarcará temas de todas las clases.

El alumno que asistió al 80% de las clases prácticas (seminarios y prácticos de laboratorio) y obtuvo un promedio de 6 puntos en los parciales de regularidad alcanza la REGULARIDAD de la asignatura. Aquellos que no cumplan con alguno de estos requisitos quedan bajo la condición de alumno LIBRE.

La condición de alumno REGULAR debe constar en la libreta estudiantil. Para ello, entre la finalización de los Trabajos Prácticos y el primer turno de examen se firmó la regularidad en la libreta.



## 2. Examen Final de la Asignatura

Los alumnos en condición de REGULAR y de LIBRES pueden rendir el Examen Final en cualquiera de los turnos de examen (previa inscripción en Despacho de Alumnos), para lo que deberán presentarse con Libreta Estudiantil. Aquellos que se presenten al Examen en condición de alumnos LIBRES son evaluados previamente en los aspectos vistos en actividades prácticas y en las destrezas que deben poseer en el laboratorio.

La modalidad de la Cátedra es tomar evaluaciones escritas, tanto en los exámenes parciales como en los finales. En los exámenes finales de alumnos regulares, la evaluación abarca el 90 % del programa de la asignatura ya que se toman diez ejercicios combinados.

## CONTENIDOS TEMATICOS

Tema 1: Evolución química del Universo. Abundancia cósmica de elementos. Evolución química de la Tierra. Océanos primitivos. Vida y ambiente físico-químico. Atmósfera. Flujos químicos y de energía. Ciclos.

Tema 2: Estructura atómica. Partículas fundamentales. Número atómico y número másico. Pesos atómicos y su escala. Estabilidad del núcleo: energía de unión. Naturaleza dual del electrón. Radiación electromagnética. Átomo de Bohr. El átomo mecano cuántico. Números cuánticos. Orbitales atómicos. Estructura electrónica de los átomos. Representación de puntos de Lewis de los átomos.

Tema 3: La tabla periódica. Propiedades periódicas. Radios atómicos. Energía de ionización. Electronegatividad. Afinidad electrónica. Enlaces químicos: enlaces iónicos y covalentes. Configuración electrónica de los iones. Números de oxidación. Radios iónicos. Momento dipolar. Regla del octeto. Resonancia. Enlaces covalentes polares y no polares. Enlace covalente y estructura molecular. Teorías del enlace covalente. Hibridización. Compuestos con enlaces dobles. Compuestos con enlaces triples. Orbitales moleculares. Fuerzas intermoleculares de atracción.

Tema 4: Gases. Propiedades físicas de los gases. Medidas en gases. La composición de la atmósfera. Unidades de presión. Ley de Boyle. Temperatura absoluta. Ley de Charles- Gay Lussac. Temperatura y presión normales. Leyes combinadas de los gases. Gases ideales. Volúmenes de gases en reacciones químicas. Mezclas de gases. Ley de Dalton. Gases reales. Teoría cinético molecular. Difusión de los gases. Ley de Graham.

Tema 5: Líquidos. Viscosidad. Tensión superficial. Capilaridad. Evaporación. Presión de vapor. Puntos de ebullición. Solubilidad. Efecto de la temperatura sobre la solubilidad. Efecto de la presión sobre la solubilidad. Disoluciones. tipos de disoluciones. Electrolitos. Velocidades de disolución. Concentración de las disoluciones: al tanto por ciento en peso y en volumen, molaridad, normalidad y molalidad. Propiedades coligativas de las disoluciones. Coloides.

Tema 6: Ácidos y bases. Teoría de Bronsted-Lowry. Propiedades de ácidos y bases. Teoría de Lewis. Fuerza de ácidos binarios. Neutralización. Sales. Oxido reducción. Cálculo de los números de oxidación. Agentes oxidantes y reductores. Equivalentes redox. Disoluciones molares y normales de agentes oxidantes y reductores. Reacciones de óxido reducción en sistemas biológicos.

Tema 7: Equilibrio químico. Constante de equilibrio. Factores que afectan a los equilibrios. Presiones parciales y constante de equilibrio. Relación entre  $K_p$  y  $K_c$ . Equilibrios químicos en disoluciones acuosas. Ionización del agua. La escala de pH. Ácidos y bases débiles. Constantes de disociación  $K_a$  y  $K_b$ . Cálculo del pH en disoluciones de ácidos y bases débiles. Indicadores ácido-base. Valoraciones ácido-base. Propiedades ácido base de las sales. Hidrólisis. Efecto del ion común y disoluciones reguladoras. Equilibrios de solubilidad. Producto de solubilidad.

Tema 8: Termodinámica y termoquímica. Energía y entalpía. Reacciones endotérmicas y exotérmicas. Cambios de entalpía. Leyes de la termoquímica. Primer principio de la termodinámica. Entropía. Segundo principio de la termodinámica. Variación de la entropía. Energía libre. Relación entre  $\Delta G$ ,  $\Delta H$  y  $\Delta S$ . Espontaneidad de reacciones químicas. Relación entre  $\Delta G$  y la constante de equilibrio.

Tema 9: Cinética química. Velocidades de reacción. Teoría de las colisiones. Teoría del estado de transición. Factores que afectan a las velocidades de reacción. Orden de reacción. Energía de activación. Catalizadores. Mecanismos de reacción. Expresión de la ley de velocidades. Vida media de un reactivo.



Tema 10: Química nuclear. Características de las reacciones nucleares. Desintegración radioactiva. Detección de radiaciones. Velocidades de desintegración y vida media. Usos de los radionúclidos: determinación de la edad y trazadores radioactivos. Fisión y fusión nuclear.

## OBJETIVOS ESPECIFICOS Y ALCANCES DE LOS CONTENIDOS

### Tema 1: Evolución química del Universo

- Relacionar la distribución de elementos químicos en la Tierra con la del Universo.
- Entender el concepto de evolución química a partir del estudio de la transformación de los distintos sistemas terrestres a lo largo del tiempo.

### Tema 2: Estructura atómica

- Conocer la estructura y naturaleza del átomo.
- Saber explicar las interacciones entre partículas fundamentales de acuerdo a los diferentes modelos atómicos.
- Interpretar los distintos fenómenos de las transiciones energéticas en base a la mecánica cuántica.
- Manejar el contenido energético de los electrones en base a los números cuánticos.

### Tema 3: La tabla periódica. Enlaces químicos. Fuerzas intermoleculares de atracción.

- Conocer el ordenamiento de los elementos según su número atómico y las propiedades periódicas que resultan de las distintas configuraciones electrónicas.
- Interpretar los distintos tipos de uniones entre átomos.
- Entender la naturaleza del enlace iónico y covalente.
- Diferenciar las características propias de los compuestos formados por los diferentes enlaces.
- Deducir en base a la geometría y estructura molecular la polaridad de un compuesto covalente.
- Aplicar la teoría de orbitales moleculares en la formación de moléculas en las cuales intervienen los primeros elementos de la Tabla Periódica.
- En base a la polaridad de las moléculas, distinguir entre las distintas fuerzas intermoleculares de atracción.

### Tema 4: Gases ideales. Leyes. Gases reales.

- Conocer las propiedades de los sistemas gaseosos y las funciones de estado involucradas en su comportamiento.
- Manejar las diferentes unidades de medición.
- Saber aplicar las leyes de los gases ideales y la ecuación de estado en sus diferentes expresiones.
- Interpretar gráficamente la evolución de un sistema gaseoso ante una transformación.
- Diferenciar las condiciones en las cuales un gas no puede ser considerado para su tratamiento como un gas ideal.
- Calcular velocidades de difusión de diferentes gases.

### Tema 5: Líquidos. Disoluciones. Coloides.

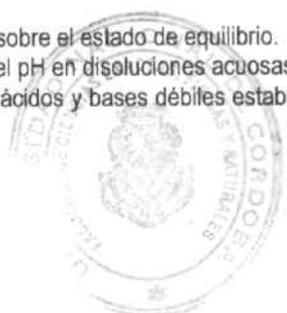
- Interpretar las diferentes propiedades que definen el estado líquido.
- En base a fuerzas intermoleculares deducir reglas de solubilidad.
- Conocer el concepto de disoluciones y sus diferentes unidades de concentración.
- Aplicar las propiedades coligativas de las disoluciones, para explicar su importancia en sistemas biológicos.
- Diferenciar comportamiento de disoluciones y de coloides.

### Tema 6: Ácidos y bases. Neutralización. Oxido reducción

- Conocer las diferentes teorías que permiten explicar el comportamiento ácido-base de un compuesto.
- En base a propiedades ácido-base interpretar el concepto de neutralización.
- Entender el proceso por el cual un átomo es capaz de ceder electrones y otro de ganarlos en una reacción química.
- Saber evaluar cuantitativamente la relación entre electricidad y cambio químico.
- Aplicar conceptos de transferencia electrónica a procesos de óxido reducción en sistemas biológicos.

### Tema 7: Equilibrio químico. Equilibrio ácido-base. pH. Equilibrio de solubilidad

- Determinar cuándo un sistema químico se encuentra en equilibrio.
- Ser capaz de calcular el valor de la constante de equilibrio en función de las concentraciones de las sustancias presentes.
- Relacionar la constante de equilibrio calculada en función de las concentraciones con la respectiva de presiones parciales cuando los componentes son gaseosos.
- Poder predecir la influencia de factores externos sobre el estado de equilibrio.
- Aplicar el concepto de equilibrio para el cálculo del pH en disoluciones acuosas de ácidos y bases débiles.
- En base a valores de constantes de equilibrio de ácidos y bases débiles establecer el carácter ácido- básico de las sales que ellos forman.



- Relacionar propiedades del equilibrio químico con el cálculo de concentración de iones en sales poco solubles.

#### Tema 8: Termodinámica y termoquímica

- Interpretar la función entalpía y su aplicación en procesos endotérmicos y exotérmicos.
- Comprender el concepto de entropía como una medida del desorden molecular en un proceso químico.
- Utilizar el concepto de energía libre como una medida de la espontaneidad de las reacciones químicas.
- Determinar los cambios de entropía y energía libre en una reacción química.
- Calcular en base a la energía libre el valor de la constante de equilibrio de una reacción.

#### Tema 9: Cinética química

- Comprender los mecanismos que determinan la velocidad de una reacción química.
- Analizar en términos cinéticos la acción de catalizadores sobre la velocidad de una reacción química.
- Deducir ecuaciones algebraicas que relacionen concentración de un reactivo en función del tiempo de reacción, para los distintos casos de reacciones.
- Aplicar ley de velocidad en la interpretación de mecanismos de reacción.
- Calcular la vida media de un reactivo.

#### Tema 10: Química nuclear

- Comprender la naturaleza de las reacciones nucleares.
- Conocer los usos de los radionuclidos en relación a investigaciones biológicas.
- Establecer diferencias entre reacciones de fisión y fusión nuclear.

## ACTIVIDADES PRÁCTICAS

#### Objetivos:

- Aplicar de manera gradual los conceptos adquiridos para la resolución problemas.
- Interpretar correctamente las consignas planteadas en los problemas
- Conocer el material de laboratorio y adquirir práctica en el manejo de metodologías comunes en un laboratorio químico.
- Adquirir autonomía en el manejo de procedimientos y técnicas relacionadas a la química experimental.
- Desarrollar experiencia en el análisis y evaluación de métodos, así como en el tratamiento de los resultados obtenidos a partir del trabajo de laboratorio.

#### CONTENIDOS TEMATICOS TRABAJOS PRÁCTICOS

1. Material de laboratorio. Separación de componentes de sistemas heterogéneos.
2. Disoluciones. Unidades de concentración. Preparación de distintos tipos de disoluciones acuosas.
3. Equilibrio químico. Factores que afectan el estado de equilibrio.
4. Equilibrio ácido base. Determinación de pH.
5. Disoluciones reguladoras o buffer.
6. Titulaciones ácido base.
7. Equilibrios de solubilidad.
8. Oxido-Reducción.

#### ACTIVIDADES PRÁCTICAS DE LABORATORIO

Las actividades propuestas para la parte práctica de Química General contemplan el cursado de **Seminarios** y **Trabajos Prácticos**. Durante los **Seminarios** se realizará una presentación del tema teórico, se plantearán y discutirán las dudas. Posteriormente se resolverán uno o dos problemas de aplicación y se discutirán los resultados en una puesta en común. Es necesario conocer en profundidad el tema teórico y resolver por lo menos los problemas señalados como esenciales en cada uno de los seminarios.

Durante los **Trabajos Prácticos** se realizará una presentación teórica del tema, discutiendo las bases conceptuales. Posteriormente se desarrollará el trabajo práctico según lo indicado en la guía y finalmente se evaluará en forma oral o escrita alguno de los aspectos vistos en el mismo. Antes de cada trabajo práctico, deberá leerse cuidadosamente el procedimiento, analizando cada paso a seguir, sus fundamentos y el material a emplear, cuyas características y manejo figuran en la bibliografía citada. Todos los cálculos, resolución de problemas, material bibliográfico consultado y deducciones que se realicen durante las experiencias, deberán anotarse en un cuaderno o carpeta de laboratorio, junto con las observaciones y datos que surjan en el trabajo práctico.



Regularización de la Asignatura

- Deberá asistir al **80% de seminarios y prácticos**, sólo se pueden tener 2 faltas injustificadas.

### DISTRIBUCION DE LA CARGA HORARIA

ACTIVIDAD	HORAS
TEÓRICA	61
FORMACIÓN PRACTICA:	
○ FORMACIÓN EXPERIMENTAL	24
○ RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS (técnica de resolución de problemas)	20
<b>TOTAL DE LA CARGA HORARIA</b>	<b>105</b>

### BIBLIOGRAFIA

- **Atkins, P.N y M.J Clugston.** Principios de Físicoquímica. 1986. Addison-Wesley. Ed. Iberoamericana. México.
- **Atkins, P y L. Jones.** Principios de Química. 2005. Ed. Panamericana. Argentina.
- **Blaedel, W.J and V.W Meloche.** Elementary Quantitative Analysis. 1966. A Harper International Edition.
- **Brady, J.E y G.E Humiston.** Química Básica: principios y estructura. 1983. Ed. Limusa. Segunda Edición.
- **Brown, T. L., H. E. LeMay y B.E. Bursten.** Química, La Ciencia Central. 1993. Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A., Quinta Edición y siguientes.
- **Chang, R.** Química. 2007. Ed. McGraw-Hill Interamericana. Novena Edición. México.
- **Eichhorn, G.L.** Inorganic Biochemistry. Vol.1 and 2. 1975. Elsevier Scientific Publishing Company. New York.
- **Glasstone, S.** Termodinámica para Químicos. 1966. Ed. Aguilar. Madrid.
- **Glasstone, S.** Tratado de Química Física. 1979. Ed. Aguilar. Madrid.
- **Kolthoff, I.M y E.B Sandell.** Tratado de Química Analítica Cuantitativa, General e Inorgánica. 1960. Ed. Nigar. Bs. As.
- **Kolthoff, I.M y E.B Sandell.** Análisis Química Cuantitativo. 1975. Ed. Nigar. Bs. As.
- **Leithe, W.** La química y la protección del medio ambiente. 1981. Ed. Paraninfo. Madrid.
- **Mahan, B.** Química: Curso Universitario. 1977. Ed. Fondo Educativo Interamericano. México.
- **Masteron, W; E.J Slowinski y C.L Stanitski.** Química General Superior. 1987. Ed. Interamericana- Mc Graw Hill. Sexta Edición. Madrid.
- **Morris, J.G.** Físicoquímica para biólogos. 1976. ed. Reverté. Barcelona.
- **Reboiras, M.D.** Química. La Ciencia Básica. 2006. Ed. Rhomson. Madrid, España
- **Sienko, M.J y R.A Plane.** Química: Principios y Aplicaciones. 1985. Ed. Mc Graw Hill. México.
- **Tinoco, I; K saver y J.C Wang.** Físicoquímica: Principios y Aplicaciones en las Ciencias Biológicas. 1980. Ed. Prentice/Hall International. Londres.
- **Vogel, A.I.** Química Analítica Cuantitativa. 1966. Ed. Kapeluz. Bs. As
- **Vogel, A.I.** Química Analítica Cualitativa. 1976. Ed. Kapeluz. Bs. As.
- **Whitten, W.K y K.D Gailey.** Química General. 1986. Ed. Interamericana. México.

### BIBLIOGRAFIA PARA TRABAJOS PRÁCTICOS

- **Atkins, P.N y M.J Clugston.** Principios de Físicoquímica. 1986. Addison-Wesley. Ed. Iberoamericana. México.
- **Blaedel, W.J and V.W Meloche.** Elementary Quantitative Analysis. 1966. A Harper International Edition.
- **Glasstone, S.** Termodinámica para químicos. 1966. Ed. Aguilar. Madrid.
- **Glasstone, S.** Tratado de Química Física. 1979. Ed. Aguilar. Madrid.
- **Kolthoff, I.M y E.B Sandell.** Tratado de Química Analítica Cuantitativa, General e Inorgánica. 1960. Ed. Nigar. Bs. As.
- **Kolthoff, I.M y E.B Sandell.** Análisis Química Cuantitativo. 1975. Ed. Nigar. Bs. As.



*[Handwritten signature]*

- **Leithe, W.** La química y la protección del medio ambiente. 1981. Ed. Paraninfo. Madrid.
- **Morris, J.G.** Físicoquímica para biólogos. 1976. ed. Reverté. Barcelona.
- **Sienko, M.J y R.A Plane.** Química: Principios y Aplicaciones. 1985. Ed. Mc Graw Hill. México.
- **Tinoco, I; K saver y J.C Wang.** Físicoquímica: principios y aplicaciones en las ciencias biológicas. 1980. Ed. Prentice/Hall International. Londres.
- **Vogel, A.I.** Química Analítica Cuantitativa. 1966. Ed. Kapeluz. Bs. As.
- **Vogel, A.I.** Química Analítica Cualitativa. 1976. Ed. Kapeluz. Bs. As.

