

Pcia. Roque Sáenz Peña, 08 de julio de 2011

## RESOLUCIÓN N° 136/11 – R.

### VISTO:

Las actuaciones iniciadas por la Farm. María Ines Aguado, medio por el cual eleva el Programa Analítico de la Asignatura Química General, correspondiente a la carrera Profesorado en Física de la Universidad Nacional del Chaco Austral, para su aprobación; y

### CONSIDERANDO:

Que el mencionado Programa se ajusta a los contenidos mínimos y carga horaria de la citada carrera.

Que se consideran adecuados los objetivos, métodos pedagógicos, métodos de evaluación, programa analítico y bibliografía que forman parte de la propuesta.

### POR ELLO:

**EL RECTOR ORGANIZADOR**

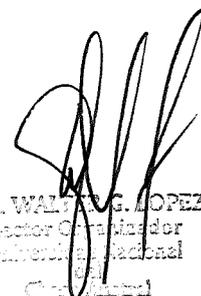
**DE LA UNIVERSIDAD NACIONAL DEL CHACO AUSTRAL**

### RESUELVE

**ARTICULO 1°.** Aprobar el Programa Analítico de la Asignatura **Química General**, que tendrá vigencia a partir del ciclo lectivo 2011 y que corresponde a la carrera **Profesorado en Física** de la Universidad Nacional del Chaco Austral, y que como Anexo Único forma parte de la presente Resolución.

**ARTÍCULO 2°.** Regístrese, comuníquese a la Farm. María Ines Aguado y a las Áreas Correspondientes. Cumplido, archívese.



  
Ing. WALTER G. LOPEZ  
Rector Organizador  
Universidad Nacional  
del Chaco Austral

Carga Horaria: 150 horas		Programa vigente desde: 2011	
Carrera		Año	Cuatrimestre
<b>PROFESORADO EN FÍSICA</b>		Tercero	Primero
CORRELATIVA PRECEDENTE (*)		CORRELATIVA SUBSIGUIENTE (*)	
Asignaturas		Asignaturas	
Para cursar		Para rendir	
Regularizada	Aprobada	Aprobada	
Psicología del Aprendizaje y del Desarrollo	Cálculo Diferencial e Integral II Mecánica Clásica	Psicología del Aprendizaje y del Desarrollo	Electricidad y Magnetismo
<b>DOCENTES</b>		- Mg Farm. María Inés Aguado - Prof. Mariela Llanes	
<b>OBJETIVOS</b>		<p>Objetivos Generales de la Asignatura</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Adquirir destreza en el uso de aparatos, reactivos y materiales de uso común en laboratorios de química.</li> <li>- Aprender el lenguaje de la química.</li> <li>- Conocer la estructura de la materia en los distintos niveles de organización e interpretar sus propiedades en función de su estructura.</li> <li>- Conocer los aspectos más importantes del cambio químico.</li> <li>- Desarrollar en el alumno un juicio crítico que le permita resolver situaciones problemáticas en el campo de la química y en otras áreas del conocimiento.</li> </ul>	
<b>CONTENIDOS MÍNIMOS</b>		Fundamentos, conceptos y principios básicos. Estequiometría. Estructura atómica. Modelos atómicos. Configuración electrónica y clasificación periódica de los elementos. Propiedades periódicas. Enlaces químicos. Estructura molecular: Teoría del orbital molecular y del enlace de valencia. Estados de agregación de la materia: gaseoso, sólido y líquido; estructuras y propiedades. Disoluciones: unidades de concentración y propiedades coligativas. Termoquímica. Cinética química. Equilibrio químico. Teorías ácido-base. Electroquímica.	
<b>MÉTODOS PEDAGÓGICOS</b>		<p>Las actividades de enseñanza suponen la implicación activa del alumno en su proceso de aprendizaje y la idea de que la adquisición de conocimientos no es una copia, sino una reelaboración en la que interviene el objeto de conocimiento y el sujeto que aprende, cuyas aportaciones hacen de cada experiencia de aprendizaje algo idiosincrático e intransferible.</p> <p>Por ello, las metodologías de enseñanza deben proporcionar criterios y pautas de actuación para que los alumnos puedan identificar las situaciones problemáticas, tener elementos para analizarlos y construir por sí mismos las soluciones.</p> <p>La metodología a utilizar será la siguiente:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Las clases teóricas se organizarán en unidades temáticas siguiendo un orden lógico y psicológico para la comprensión de los contenidos. Se desarrollarán mediante la técnica de la exposición dialogada estimulándose la participación del alumno sobre la base de que los temas a desarrollar y la bibliografía correspondiente serán indicados con anterioridad a cada clase.</li> <li>- Las clases prácticas se dividirán en : <ul style="list-style-type: none"> <li>- Clases de resolución de problemas (T.P. de Gabinetes), las que organizan la situación de enseñanza introduciendo una dificultad que requiere que el alumno la enfrente con estrategias diferentes a las habituales, dando lugar a nuevos aprendizajes. Para ello deberán contemplarse los siguientes</li> </ul> </li> </ul>	

	<p>pasos: identificación del problema, definición y representación del mismo, exploración de posibles estrategias, actuación fundada en una estrategia, consecución de logros y evaluación de los mismos.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Clases de laboratorio (T.P. de Laboratorios), que consistirán en la organización de un espacio curricular regular, destinado a generar un proceso de enseñanza aprendizaje de determinados contenidos, centrado en la organización de experiencias que parten de una hipótesis, dan lugar a un proceso de demostración y culmina con la obtención de resultados, que permiten extraer conclusiones y generalizaciones.</li> </ul>
<p><b>MÉTODOS DE EVALUACIÓN</b></p>	<p>La regularización de la asignatura se logra cumpliendo los requisitos establecidos en la normativa en vigencia, en relación con la asistencia y la aprobación de trabajos prácticos y de evaluaciones parciales. La aprobación de la asignatura es mediante examen final.</p> <p>La evaluación de los Trabajos Prácticos (TP) de Gabinete se realiza mediante un seguimiento del desempeño del alumno en clase y mediante la presentación en tiempo y forma de la correspondiente guía resuelta.</p> <p>La evaluación de los Trabajos Prácticos (TP) de laboratorio se realiza mediante un seguimiento del desempeño del alumno en el laboratorio y mediante la presentación en tiempo y forma del correspondiente informe. Además, se contemplan 2 evaluaciones de TP de Gabinetes, que incluyen los contenidos: Formación de compuestos, Estequiometría, Soluciones.</p> <p>Las evaluaciones parciales están previstas en 3 instancias del dictado de la asignatura y se realizarán por escrito, involucrando un cuestionario sobre conocimientos teórico-prácticos relacionados con TP de Gabinetes y de Laboratorios.</p> <p>Los TP, evaluaciones parciales y examen final se aprueban según la escala de calificación en vigencia. En caso de que un TP sea desaprobado, el alumno elaborará un informe complementario donde revise nociones conceptuales del tema, determine los errores en el trabajo desarrollado y fundamente las correcciones propuestas.</p> <p>Los TP y parciales desaprobados están sujetos a las instancias de recuperación según lo previsto en la normativa en vigencia.</p>
<p><b>PROGRAMA ANALÍTICO:</b></p>	<p><b>UNIDAD N° I: GENERALIDADES</b> Química, su objeto. Materia y cuerpo. Masa y peso. Relación entre masa y peso. Densidad. Propiedades intensivas y extensivas. Cambios físicos y cambios químicos. Sistemas materiales. Clasificación y métodos de separación. Elemento químico. Sustancias simples y compuestas.</p> <p><b>UNIDAD N° II: LEYES Y PRINCIPIOS FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA</b> Concepto de energía. Relación entre masa y energía. Ley de conservación de la masa (Lavoisier). Ley de las proporciones constantes (Proust). Ley de las proporciones múltiples (Dalton). Ley de las proporciones recíprocas (Richter). Equivalente químico. Ley de Avogadro. Número de Avogadro. Mol. Masa molar. Volumen normal de un gas. Masa atómica y masa molecular. Reacciones y ecuaciones químicas. Nomenclatura química. Cálculos estequiométricos.</p> <p><b>UNIDAD N° III: ESTRUCTURA ATÓMICA</b> Átomo. Partículas fundamentales del átomo. Número másico. Isótopos. Evidencias que muestran la complejidad del átomo. Modelos atómicos. Naturaleza de la luz. Espectros atómicos. Rayos X y el número atómico. Dualidad onda- partícula. Principio de incertidumbre de Heisenberg. Modelo atómico moderno. Números cuánticos. Orbitales atómicos. Configuración electrónica de los átomos. Principio de exclusión de Pauli y Regla de Hund.</p>

**PROGRAMA ANALÍTICO**

Clasificación periódica de los elementos. Elementos representativos, de transición y de transición interna. Propiedades periódicas. Potencial de ionización. Electroafinidad. Electronegatividad.

**UNIDAD Nº IV: ENLACE QUÍMICO.**

Electrones de valencia. Símbolos de Lewis. Regla del octeto. Enlace iónico. Estructura de Lewis. Propiedades de los compuestos iónicos. Enlace covalente. Propiedades de los compuestos covalentes. Teoría del enlace de valencia (TEV). Hibridación. Geometría molecular. Expansión del octeto. Teoría del orbital molecular (TOM).

**UNIDAD Nº V: TERMODINÁMICA Y TERMOQUÍMICA**

Termodinámica y energía. Formas de expresar la energía. Equivalente mecánico del calor. Primera ley de la termodinámica. Principio de conservación de la energía. Energía interna. Trabajo y efectos térmicos (intercambios de calor) a presión constante y a volumen constante. Reacciones exotérmica y endotérmica. Ecuaciones termoquímicas. Calor de formación normal. Calores de combustión y de neutralización. Calores sensible y latente. Calores de fusión y de vaporización. Leyes de Lavoisier – Laplace y de Hess. Espontaneidad de las reacciones.

**UNIDAD Nº VI: ESTADO GASEOSO**

Características generales del estado gaseoso. Leyes de los gases ideales. Deducción de la ecuación general del gas ideal. Unidades de la constante general de los gases. Aplicaciones de la ecuación del gas ideal. Ley de Dalton. Ley de Graham. Teoría cinética aplicada al estado gaseoso. Postulados. Gases reales. Características. Ecuación de Van der Waals. Licuación de gases. Condiciones críticas.

**UNIDAD Nº VII: ESTADO LÍQUIDO Y ESTADO SÓLIDO**

Estado líquido: viscosidad, tensión superficial, acción capilar. Evaporación. Presión de vapor. Punto de ebullición. Teoría cinético-molecular de líquidos y sólidos. Punto de fusión. Sublimación y presión de vapor de sólidos. Diagrama de fases. Diagrama de fases del agua. Sólidos amorfos y sólidos cristalinos. Estructura de los cristales. Sistemas cristalinos. Redes de Bravais. Cristales iónicos, moleculares, metálicos y de redes covalentes.

**UNIDAD Nº VIII: ESTADO COLOIDAL. SOLUCIONES.**

Estado coloidal: generalidades; propiedades. Soles, emulsiones y espumas. Importancia de los coloides. Soluciones: concepto, tipos de soluciones. Unidades de concentración. Solubilidad gas en líquido, líquido en líquido, sólido en líquido. Dependencia de la solubilidad respecto a la temperatura y presión. Ley de Henry.

**UNIDAD Nº IX: SOLUCIONES: PROPIEDADES COLIGATIVAS.**

Soluciones ideales. Ley de Raoult. Desviaciones. Propiedades coligativas de las soluciones: descenso de la presión de vapor, ascenso ebulloscópico, descenso crioscópico y presión osmótica. Determinación de masas molares.

**UNIDAD Nº X: ELECTROQUÍMICA**

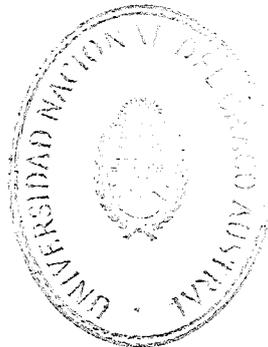
Número de oxidación. Reacciones de óxido-reducción. Conducción electrónica y conducción iónica. Celdas electroquímicas. Pilas galvánicas, generalidades. Potencial de celdas. Potencial de electrodo estándar. Ecuación de Nernst. Pilas comerciales. Electrólisis. Electrolitos fuertes y débiles. Concepto de ionización y de disociación. Grado de disociación. Leyes de Faraday. El faradio.. Electrólisis de sales fundidas, de soluciones de ácidos, bases y sales. Aplicaciones industriales.

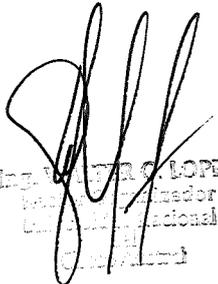
<p><b>PROGRAMA ANALÍTICO</b></p>	<p><b>UNIDAD Nº XI: CINÉTICA QUÍMICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO</b> Velocidad de reacción. Condiciones que la afectan. Teorías de las velocidades de reacción. Mecanismo de reacción a partir de la ecuación de velocidad. Orden y molecularidad de una reacción. Catálisis. Conceptos de equilibrio, equilibrio químico, equilibrio dinámico. Deducción de la constante de equilibrio desde el punto de vista cinético. Relación entre <math>K_p</math> y <math>K_c</math>. Cambio de <math>K</math> con la forma de la ecuación. Combinación de equilibrio. Principio de Le Chatelier. Equilibrio y catálisis. Equilibrio heterogéneo</p> <p><b>UNIDAD Nº XII: ÁCIDOS Y BASES</b> Teoría de Arrhenius. Teoría de Bronsted – Lowry. Teoría de Lewis. Pares ácido – base conjugados. Reacciones protolíticas. Anfoterismo. Autoprotólisis. Nociones de equilibrio ácido – base. Autoionización y producto iónico del agua, pH y pOH. Soluciones reguladoras. Análisis volumétrico.</p>
<p><b>BIBLIOGRAFÍA:</b></p>	<p><u>Para la Teoría de la Asignatura</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Atkins., P. W. 1992. QUIMICA GENERAL. Ediciones Omega S.A.</li> <li>- Brown-LeMay-Bursten . 2004. QUIMICA. LA CIENCIA CENTRAL. 9ª. Edición. Pearson Educación. México..</li> <li>- Burns, R. 1996. FUNDAMENTOS DE QUIMICA. 2ª. Edición. Editorial Prentice Hall Hispanoamericana, S.A. México.</li> <li>- Chang, R. 2010. QUIMICA. 10a. Edición. Editorial Mc Graw Hill. México.</li> <li>- Glasstone-Lewis. 1984. ELEMENTOS DE QUIMICA FISICA. Editorial El Ateneo.</li> <li>- Laidler, K.J.; Meiser, J. H. 2003. FISICOQUIMICA. 4ª. Reimpresión. CECSA. México.</li> <li>- Mc Murry, H.I.; Fay, R. 2009. QUIMICA GENERAL.5a. Edición. Peraon Educación-Prentice Hall. México.</li> <li>- Pliego, Oscar H. 2004. QUÍMICA PARA LA CARRERA DE INGENIERIA Y CIENCIAS EXACTAS. 3ª. Edición. Editorial El Autor. Santa Fe. Argentina</li> <li>- Timberlake, W. 2008. QUIMICA. 2ª. Edición. Editorial Pearson Educación. México.</li> <li>- Umland, J; Bellame, J. 2000. QUIMICA GENERAL. 3a. Edición. Editorial Thomson-Learning.</li> <li>- Whitten, K.W.; Davis, R.E.; Peck, L.M., Stanley, G.G. 2008. QUÍMICA GENERAL. 8ª. Edición. Cengage. México.</li> </ul> <p><u>Para los Trabajos Prácticos (Gabinetes y Laboratorios)</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Acuña de Molina, M.A. y otros. 2000. QUIMICA GENERAL. PROBLEMAS Y EXPERIENCIAS DE LABORATORIO. Ediciones Magna Publicaciones. Tucumán. Argentina.</li> <li>- Alegría, Bosack y otros. 1999. QUIMICA 1. (Sistemas materiales. Estructura de la materia. Transformaciones químicas). Santillana Polimodal.</li> <li>- Aristegui, R..A. y otros. 2001. FÍSICO-QUÍMICA. Editorial Santillana Polimodal.</li> <li>- Bermejo, F. 1991. QCA. ANALITICA GRAL., CUANTITATIVA E INSTRUMENTAL. Volumen 1. Editorial Paraninfo.</li> <li>- Brewster, R.Q. y otros . 1977. CURSO PRACTICO DE QCA. ORGANICA. Editorial Alhambra.</li> <li>- Carrillo Chávez, M. y otros. 2002. MICROESCALA. QUIMICA GENERAL. MAUAL DE LABORATORIO. 4ª. Edición. Editrorial Prentice Hall. México.</li> <li>- Ceretti, Zalts. 2000. EXPERIMENTOS EN CONTEXTO. QUIMICA. MANUAL DE LABORATORIO. Pearson Educación.</li> <li>- Chamizo, J.A.; Garritz, A.; Vilar, R. PROBLEMAS DE QUIMICA. 2001. Pearson Educación. México.</li> <li>- Domínguez. EXPERIMENTOS DE QCA. GRAL. E INORGANICA. Edit. Limusa.</li> </ul>

**BIBLIOGRAFÍA**

- García Pérez, J.A.; Teijón Rivera, J.M.; Olmo López, R.M. 2000. QUIMICA. Teoría y problemas. Editorial Alfaomega. México.
- Harris, D.C. 2007. ANALISIS QCO. CUANTITATIVO. 6ª. Edición. Editorial Reverté, Barcelona. España.
- Llano Lomas, M.Q.; Muller Carrena, M.; García Ortega, H. 2008. LABORATORIO DE QUIMICA GENERAL. 1ª. Edición. Editorial Reverté. México.
- Lopez Cancio, J. 2000. PROBLEMAS DE QUIMICA: cuestiones y ejercicios. Pearson Educación. España.
- Palopoli, C. y otros. 2001. GUIA PRACTICA DE LABORATORIO. Curso de Química General e Inorgánica. 2. Edición corregida y aumentada. Editorial de la Universidad Nacional de Rosario. Argentina.
- Peterson. FORMULACION Y NOMENCLATURA QUIMICA INORGANICA. Según Normativa IUPAC. 8a. Edición. EUNIBAR.
- Rizzotto, M. 2001. PRACTICAS SENCILLAS DE QUIMICA. Editorial de la Universidad Nacional de Rosario. Argentina.
- Rosemberg-Epstein . 1994. QUIMICA GENERAL. 7a. Edición. Edit. Mc Graw Hill.
- Sienko-Plane. 1973. QUIMICA EXPERIMENTAL. Manual de Laboratorio. Editorial Aguilar.
- Vergelón-Piccardo . 1981. QUIMICA I. Trabajos Prácticos. Editorial Plus Ultra.
- Vogel. 1969. QUIMICA ANALITICA CUALI Y CUANTITATIVA. Editori Kapeluz.

(\*) Sujeto a cualquier modificación del Plan de Estudio



  
ROBERTO LÓPEZ  
Decano  
Universidad Nacional del Chaco Austral