



RESOLUCIÓN Nº **313**

SANTA ROSA, 26 de agosto de 2016.-

VISTO:

La Resolución Nº 582/2015 del Consejo Directivo, S/aprobación del programa de la asignatura "Química General" de la carrera Licenciatura en Química (Plan 2012); y

CONSIDERANDO:

Que el Programa aprobado de la asignatura "Química General" para la carrera Licenciatura en Química (Plan 2012), señala que corresponde al Ciclo Lectivo 2016 en adelante.

Que por nota de fecha 11 de agosto de 2016, el docente a cargo de la asignatura, Mag. Miguel MUÑOZ, indica que el Programa presentado debe tener vigencia a partir del año 2012.

Que la Dirección del Departamento de Química y la Mesa de Carrera de Licenciatura en Química avalan la modificación propuesta.

Que Secretaría Académica tomó conocimiento.

Que es necesario dictar un Acto resolutivo que contemple dejar sin efecto la Resolución 582/15 del Consejo Directivo y aprobar una nueva versión del Programa.

Que la Comisión de Enseñanza emite despacho aconsejando aprobar el Proyecto de Resolución presentado por Decanato.

Que en la sesión ordinaria del día 25 de agosto de 2016, el Consejo Directivo aprobó por unanimidad, el despacho presentado por la Comisión de Enseñanza.

POR ELLO:

EL CONSEJO DIRECTIVO DE LA FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES

R E S U E L V E:

ARTÍCULO 1º. – Dejar sin efecto la Resolución Nº 582/15 de fecha 18 de diciembre de 2015 del Consejo Directivo.

ARTICULO 2º. – Aprobar el Programa de la asignatura "**QUÍMICA GENERAL**" correspondiente a la carrera Licenciatura en Química (Plan 2012), que como Anexo I, II, III, IV, V, VI y VII forman parte de la presente Resolución.

ARTICULO 3º. – Regístrese, comuníquese; pase a conocimiento de Secretaría Académica, de Departamento Estudiantil, de la Dirección de Química, del docente Mag Miguel MUÑOZ y del CENUP. Cumplido, archívese.-



FACULTAD DE CIENCIAS
EXACTAS Y NATURALES

Universidad Nacional de La Pampa

"2016 – A 40 años del último Golpe de Estado en Argentina: por la memoria, la verdad y la justicia"

CORRESPONDE AL ANEXO I DE LA RESOLUCIÓN N° 313/16

ANEXO I

DEPARTAMENTO DE: QUIMICA

ASIGNATURA: QUIMICA GENERAL

CARRERA - PLAN/ES: LICENCIATURA EN QUIMICA, PLAN 2012

CURSO: PRIMER AÑO

RÉGIMEN: Cuatrimestral (1er. Cuatrimestre).

CARGA HORARIA SEMANAL: 14 HORAS

- **Teóricos: 7 Horas**
- **Prácticos: 7 Horas**
- **Teórico-Práctico:**

CICLO LECTIVO: A partir del Ciclo Lectivo 2012

FUNDAMENTACIÓN:

La materia Química General, al encontrarse ubicada en el primer cuatrimestre del primer año del plan de estudios de la carrera Licenciatura en Química, es una materia introductoria del ciclo básico, donde se dan los principales fundamentos de la química, constituyendo de esta manera, el esqueleto teórico necesario que más tarde será consolidado convenientemente con los conceptos dados en cátedras de los semestres posteriores.

Se debe tener plena conciencia de la adecuada profundidad de los temas que se desarrollan, ya que estos son dirigidos a estudiantes de Licenciatura en Química, que necesariamente deben fijar claramente los conceptos expuestos, en razón de que muchos de estos conceptos son inclusores y otros propedeúticos que servirán para desarrollar y/o potenciar capacidades que permitirán alcanzar las competencias establecidas. Lo que se pretende es utilizar los conocimientos consolidados, para que planificadamente se incorporen los nuevos, de tal manera que debemos llegar como resultado del aprendizaje a que el estudiante sepa relacionar, analizar y posteriormente obtener conclusiones aplicables a las materias de los ciclos superiores.



CORRESPONDE AL ANEXO I DE LA RESOLUCIÓN N° **313/16**

EQUIPO DOCENTE:

- Mg. MUÑOZ, Miguel Ángel: Profesor Asociado a cargo de la cátedra. Dedicación Simple. Interino
- Lic. GONZALEZ, Sandro: Jefe de T: Prácticos. Dedicación Exclusiva.
- Lic. CHASVIN ORRADRE, Nilda: Ayudante de Primera. Dedicación semi exclusiva.
- Lic. VARELA, María Florencia: Ayudante de Primera. Dedicación Simple.

OBJETIVOS Y/O ALCANCES DE LA ASIGNATURA

Capacitar al alumno en los principios fundamentales de la química, de tal forma que pueda interpretar los cambios y transformaciones que sufren gases, líquidos y sólidos, sus mecanismos y energía puesta en ellas, justificándolos a través de la estructura de la materia.

Proporcionar a los estudiantes los conocimientos que les permitan describir los sistemas físico-químicos ideales en equilibrio y prever las transformaciones que estos sistemas experimentan al someterlos a diferentes acciones.

Aportar a los estudiantes los conocimientos de estequiometría que les permitan resolver problemas relacionados con la estequiometría de las sustancias, las concentraciones de las disoluciones, la estequiometría de las reacciones y su aplicación al análisis cuantitativo de mezclas de sustancias

Generar mecanismos de razonamiento adecuados, para aplicar en la resolución de problemas de la especialidad y en la comprensión de fenómenos en general, que serán abordados en los cursos superiores.

Afianzar la experimentación y el manejo de tablas y gráficos.



FACULTAD DE CIENCIAS
EXACTAS Y NATURALES

Universidad Nacional de La Pampa

"2016 – A 40 años del último Golpe de Estado en Argentina: por la memoria, la verdad y la justicia"

CORRESPONDE AL ANEXO II DE LA RESOLUCIÓN N° 313/16

ANEXO II

ASIGNATURA: QUIMICA GENERAL

CICLO LECTIVO: a Partir del Ciclo Lectivo 2012

PROGRAMA ANALÍTICO

TEMA 1

Estructura atómica. Descarga eléctrica en alto vacío. Rayos catódicos. Rayos positivos. Relación entre carga y masa de protón y neutrón. Características. Radiación alfa, beta y gamma. Dispersión de estas partículas. Número atómico. Tamaño de los átomos. Modelo atómico de Rutherford-Bohr. Isótopos. Niveles y subniveles de energía. Naturaleza ondulatoria de los electrones. Cuantización de la energía. Principio de Heisenberg. Ecuación de Schroedinger. Números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli y reglas de Hund. Configuración electrónica en orbitales y casilleros de los átomos. Tabla periódica. Radio atómico y iónico. Propiedades electrónicas más importantes. Potencial de ionización. Afinidad electrónica y electronegatividad.

TEMA 2

Enlace químico. Tipos de enlaces. Estructuras de Lewis. Enlace iónico. Enlace covalente. Comparación de propiedades entre compuestos iónicos y covalentes. Enlaces múltiples. Resonancia. Moléculas poliatómicas: hibridación. Teoría del enlace de valencia y de los orbitales moleculares. Polaridad de moléculas. Enlace metálico: propiedades. Fuerzas intermoleculares, puente de hidrógeno, fuerzas de van der Waals, atracción ión-dipolo y dipolo-dipolo.

TEMA 3

Transformaciones físicas y químicas de la materia. Leyes gravimétrica. Conservación de la materia y la energía. Distintos tipos de energía. Energía en los sistemas químicos. Energía de enlace. La ecuación química. Formación de compuestos. La reacción química: tipos de reacciones. Estequiometría. Cálculos estequiométricos

TEMA 4

El estado gaseoso: Características del estado gaseoso. Leyes de los gases ideales. Ecuación de estado de los gases ideales. Cálculo del valor de la constante universal de los gases. Densidad de un gas. Ley de las presiones parciales. Ley de difusión. Nociones sobre teoría cinética de los gases. Gases reales. Ecuación de Van der Waals. Licuación de gases. Diagrama de Andrews. Estado crítico de un gas.



CORRESPONDE AL ANEXO II DE LA RESOLUCIÓN N° 313/16

TEMA 5

El estado líquido. Características generales y su relación con las fuerzas intermoleculares. Tensión superficial, viscosidad, presión de vapor, punto de ebullición. Calor molar de vaporización. Curvas de equilibrio sólido, líquido, vapor de agua.

El estado sólido. Características del estado sólido. Punto de fusión. Calor molar de fusión. Presión de vapor de los sólidos. Nociones sobre estructura cristalina. Isomorfismo y polimorfismo. Sistemas cristalinos. Tipos de sólidos. Defectos de los cristales.

Diagramas de equilibrio, curva de equilibrio y punto triple. Temperaturas de cambio de estado.

Coloides. Clasificación. Propiedades generales.

TEMA 6

Soluciones. Definición y tipos de soluciones. Ejemplos. Formas de expresar las concentraciones. Unidades físicas y químicas. Soluciones de sólidos en líquidos. Soluciones no saturadas, saturadas y sobresaturadas. Variación de la solubilidad con la temperatura. Curvas de solubilidad. Soluciones de gases en líquido. Ley de Henry. Soluciones de líquidos en líquidos. Ley de distribución o de reparto. Propiedades coligativas de las soluciones diluidas. Presión de vapor. Ley de Rault. Descenso crioscópico y ascenso ebulloscópico. Osmosis y presión osmótica. Aplicaciones. Anomalías de los electrolitos en el cumplimiento de la Ley de Rault. Factor de van t' Hoff.

TEMA 7

Termodinámica de las reacciones químicas. Sistemas, estados y funciones de estado. Energía, calor y trabajo. Ley de conservación de la energía. Primer principio de la termodinámica. Entalpía. Procesos termoquímicos. Calorimetría. Capacidad calorífica. Calor específico. Concepto de Entalpía y cambio entálpico. Calor de reacción. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Ecuaciones termoquímicas. Ley de Lavoisier-Laplace. Ley de Hess. Dependencia de la entalpía con la temperatura.

TEMA 8

Cinética química: Velocidad de reacción. Expresión de la velocidad de reacción, constante específica de velocidad de reacción. Molecularidad y orden de reacción. Reacciones 1er. y 2do. orden. Factores que influyen en la velocidad de reacción. Teorías acerca de la velocidad de reacción, colisiones eficaces, complejo activado, energía de activación. Catalizadores. Efecto de los catalizadores. Aplicaciones.

TEMA 9

Equilibrio químico. Reacciones reversibles. Estado de equilibrio. Constante de equilibrio. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Formas de expresión de la constante de equilibrio. Relaciones entre K_c y K_p . Desplazamientos de equilibrios. Principio de Le Chatelier.



FACULTAD DE CIENCIAS
EXACTAS Y NATURALES

Universidad Nacional de La Pampa

CORRESPONDE AL ANEXO II DE LA RESOLUCIÓN N° **313/16**

TEMA 10

Equilibrio iónico en soluciones acuosas. Electrolitos, grado de disociación. Constante de disociación. Producto de solubilidad. Teoría de ácidos y bases. Teoría de Arrhenius. Teoría de Bronsted-Lowry. Teoría de Lewis. Fuerza de ácidos y bases. Constante de ionización para ácido y bases débiles. Autoionización del agua. Producto iónico del agua. Escala de pH. Relación entre K_a y K_b . Hidrólisis de sales. Indicadores ácido base.

TEMA 11

Estados de oxidación. Concepto de semi-reacción. Balance de ecuaciones redox. Celdas galvánicas. Potencial estándar de la celda. Tabla de potenciales electroquímicos. Predicción de las reacciones redox. Influencia de las concentraciones en el potencial de celda. Ecuación de Nerst. Celdas primarias y secundarias. Pilas de concentración.



FACULTAD DE CIENCIAS
EXACTAS Y NATURALES

Universidad Nacional de La Pampa

"2016 – A 40 años del último Golpe de Estado en Argentina: por la memoria, la verdad y la justicia"

CORRESPONDE AL ANEXO III DE LA RESOLUCIÓN Nº 313/16

ANEXO III

ASIGNATURA: QUIMICA GENERAL

CICLO LECTIVO: A partir del Ciclo Lectivo 2012

BIBLIOGRAFÍA

- 1- Química General. WHITTEN – GAILEY – DAVIS. (1999). Mc. Graw Hill.
- 2- Química. Curso Universitario. AUTORES VARIOS (2.000) Ed. Univer. Nac. de La Plata.
- 3- Química. CHANG, R. (1.997). Mc. Graw Hill.
- 4- Química General Superior. MASTERTON, W. – SLOWINSKI, E. – STANITSKI, C. (1.996). Mc. Graw Hill.
- 5- Química General ATKINS, T. W. (1.998)... Ed. Omega
- 6- Química. Principios y Aplicaciones. SIENKO, M. – PLANE R. (1.990). Mc. Graw Hill.
- 7- Chemistry and Theory. SEGAL BERNICE, G. (1.989). John Wiley & Sons.
- 8- Química General. (1989). RUSSELL, J. B Ed. McGraw Hill.
- 9- Química: Curso Universitario. MAHAN. (1.990). Addison – Wesley.
- 10- Fundamentos de Química. BRESCIA, F. – ARENTS, J. – MEISLICH, H. – TURK, A. (1.980). CECSA.
- 11- Química General. LONGO, F. (1.979). Mc. Graw Hill.
- 12- Química Teórica y Descriptiva. SIENKO, M. – PLANE R. (1.976). Ed. Águila.
- 13- Principio Básicos de la Química. GRAY y HAIGHT. (1.972). Ed. Reverté.



CORRESPONDE AL ANEXO IV DE LA RESOLUCIÓN Nº 313/16

ANEXO IV

ASIGNATURA: QUIMICA GENERAL

CICLO LECTIVO: A partir del Ciclo Lectivo 2012

PROGRAMA DE TRABAJOS PRÁCTICOS

Prácticas de Laboratorio

- Normas de seguridad en laboratorios químicos
- Material de laboratorio
- Material volumétrico, calibrado
- Balanza.
- Destilación simple y fraccionada.
- Soluciones. Preparación.
- Cinética química.
- Equilibrio químico.
- pH, Electrolitos.
- Hidrólisis.

Prácticos de Resolución de Ejercicios y Problemas

- Teoría atómica.
- Estructura de la materia.
- Propiedades periódicas.
- Uniones químicas.
- Fórmulas químicas y nomenclatura de compuestos inorgánicos.
- Leyes gravimétricas
- Estequiometría.
- Leyes de los gases
- Líquidos.
- Soluciones.
- Equilibrio químico.
- Equilibrio iónico.
- Oxido-reducción.



FACULTAD DE CIENCIAS
EXACTAS Y NATURALES

Universidad Nacional de La Pampa

CORRESPONDE AL ANEXO V DE LA RESOLUCIÓN Nº 313/16

ANEXO V

ASIGNATURA: QUIMICA GENERAL

CICLO LECTIVO: A partir de Ciclo Lectivo 2012

ACTIVIDADES ESPECIALES QUE SE PREVÉN



FACULTAD DE CIENCIAS
EXACTAS Y NATURALES

Universidad Nacional de La Pampa

"2016 – A 40 años del último Golpe de Estado en Argentina: por la memoria, la verdad y la justicia"

CORRESPONDE AL ANEXO VI DE LA RESOLUCIÓN Nº 313/16

ANEXO VI

ASIGNATURA: QUIMICA GENERAL

CICLO LECTIVO: A partir del Año 2012

PROGRAMA DE EXAMEN

TEMA 1

Estructura atómica. Descarga eléctrica en alto vacío. Rayos catódicos. Rayos positivos. Relación entre carga y masa de protón y neutrón. Características. Radiación alfa, beta y gamma. Dispersión de estas partículas. Número atómico. Tamaño de los átomos. Modelo atómico de Rutherford-Bohr. Isótopos. Niveles y subniveles de energía. Naturaleza ondulatoria de los electrones. Cuantización de la energía. Principio de Heisenberg. Ecuación de Schroedinger. Números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli y reglas de Hund. Configuración electrónica en orbitales y casilleros de los átomos. Tabla periódica. Radio atómico y iónico. Propiedades electrónicas más importantes. Potencial de ionización. Afinidad electrónica y electronegatividad.

TEMA 2

Enlace químico. Tipos de enlaces. Estructuras de Lewis. Enlace iónico. Enlace covalente. Comparación de propiedades entre compuestos iónicos y covalentes. Enlaces múltiples. Resonancia. Moléculas poliatómicas: hibridación. Teoría del enlace de valencia y de los orbitales moleculares. Polaridad de moléculas. Enlace metálico: propiedades. Fuerzas intermoleculares, puente de hidrógeno, fuerzas de van der Waals, atracción ión-dipolo y dipolo-dipolo.

TEMA 3

Transformaciones físicas y químicas de la materia. Leyes gravimétricas. Conservación de la materia y la energía. Distintos tipos de energía. Energía en los sistemas químicos. Energía de enlace. La ecuación química. Formación de compuestos. La reacción química: tipos de reacciones. Estequiometría. Cálculos estequiométricos

TEMA 4

El estado gaseoso: Características del estado gaseoso. Leyes de los gases ideales. Ecuación de estado de los gases ideales. Cálculo del valor de la constante universal de los gases. Densidad de un gas. Ley de las presiones parciales. Ley de difusión. Nociones sobre teoría cinética de los gases. Gases reales. Ecuación de Van der Waals. Licuación de gases. Diagrama de Andrews. Estado crítico de un gas.



FACULTAD DE CIENCIAS
EXACTAS Y NATURALES

Universidad Nacional de La Pampa

CORRESPONDE AL ANEXO VI DE LA RESOLUCIÓN Nº 313/16

TEMA 5

El estado líquido. Características generales y su relación con las fuerzas intermoleculares. Tensión superficial, viscosidad, presión de vapor, punto de ebullición. Calor molar de vaporización. Curvas de equilibrio sólido, líquido, vapor de agua.

El estado sólido. Características del estado sólido. Punto de fusión. Calor molar de fusión. Presión de vapor de los sólidos. Nociones sobre estructura cristalina. Isomorfismo y polimorfismo. Sistemas cristalinos. Tipos de sólidos. Defectos de los cristales.

Diagramas de equilibrio, curva de equilibrio y punto triple. Temperaturas de cambio de estado.

Coloides. Clasificación. Propiedades generales.

TEMA 6

Soluciones. Definición y tipos de soluciones. Ejemplos. Formas de expresar las concentraciones. Unidades físicas y químicas. Soluciones de sólidos en líquidos. Soluciones no saturadas, saturadas y sobresaturadas. Variación de la solubilidad con la temperatura. Curvas de solubilidad. Soluciones de gases en líquido. Ley de Henry. Soluciones de líquidos en líquidos. Ley de distribución o de reparto. Propiedades coligativas de las soluciones diluidas. Presión de vapor. Ley de Rault. Descenso crioscópico y ascenso ebulloscópico. Osmosis y presión osmótica. Aplicaciones. Anomalías de los electrolitos en el cumplimiento de la Ley de Rault. Factor de van t' Hoff.

TEMA 7

Termodinámica de las reacciones químicas. Sistemas, estados y funciones de estado. Energía, calor y trabajo. Ley de conservación de la energía. Primer principio de la termodinámica. Entalpía. Procesos termoquímicos. Calorimetría. Capacidad calorífica. Calor específico. Concepto de Entalpía y cambio entálpico. Calor de reacción. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Ecuaciones termoquímicas. Ley de Lavoisier-Laplace. Ley de Hess. Dependencia de la entalpía con la temperatura.

TEMA 8

Cinética química: Velocidad de reacción. Expresión de la velocidad de reacción, constante específica de velocidad de reacción. Molecularidad y orden de reacción. Reacciones 1er. y 2do. orden. Factores que influyen en la velocidad de reacción. Teorías acerca de la velocidad de reacción, colisiones eficaces, complejo activado, energía de activación. Catalizadores. Efecto de los catalizadores. Aplicaciones.

TEMA 9

Equilibrio químico. Reacciones reversibles. Estado de equilibrio. Constante de equilibrio. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Formas de expresión de la constante de equilibrio. Relaciones entre K_c y K_p . Desplazamientos de equilibrios. Principio de Le Chatelier.



FACULTAD DE CIENCIAS
EXACTAS Y NATURALES

Universidad Nacional de La Pampa

CORRESPONDE AL ANEXO VI DE LA RESOLUCIÓN Nº **313/16**

TEMA 10

Equilibrio iónico en soluciones acuosas. Electrolitos, grado de disociación. Constante de disociación. Producto de solubilidad. Teoría de ácidos y bases. Teoría de Arrhenius. Teoría de Bronsted-Lowry. Teoría de Lewis. Fuerza de ácidos y bases. Constante de ionización para ácidos y bases débiles. Autoionización del agua. Producto iónico del agua. Escala de pH. Relación entre K_a y K_b . Hidrólisis de sales. Indicadores ácido base.

TEMA 11

Estados de oxidación. Concepto de semi-reacción. Balance de ecuaciones redox. Celdas galvánicas. Potencial estándar de la celda. Tabla de potenciales electroquímicos. Predicción de las reacciones redox. Influencia de las concentraciones en el potencial de celda. Ecuación de Nerst. Celdas primarias y secundarias. Pilas de concentración.



CORRESPONDE AL ANEXO VII DE LA RESOLUCIÓN N° **313/16**

ANEXO VII

ASIGNATURA: QUIMICA GENERAL

CICLO LECTIVO: A partir del Ciclo Lectivo 2012

METODOLOGÍA DE EVALUACIÓN Y/O OTROS REQUERIMIENTOS

Durante el periodo de desarrollo de la materia, las evaluaciones tienen dos modalidades, una grupal continua (espontánea), formativa, tendrá lugar en el aula, laboratorio, durante las discusiones y la resolución de problemas. La misma se realiza sobre los alumnos, que en definitiva son los destinatarios de las mejoras y servirá para ir ajustando aspectos puntuales durante el desarrollo del programa; en lo referido a la metodología usada por los docentes y la respuesta de los alumnos.

La otra será informativa, individual y sumativa con instrumentos estandarizados, test o pruebas objetivas. En esta última se analizan conductas adquiridas tales **conocer, comprender, analizar, y evaluar**; como así también si el alumno crea transferencias de carácter horizontal hacia la conducta **aplicar conocer, comprender, analizar, y evaluar**; como así también si el alumno crea transferencias de carácter horizontal hacia la conducta **aplicar**. Tomándose dos exámenes de carácter teórico-prácticos y de fundamentos de los trabajos experimentales.

Requisitos:

- Para la regularización de la cursada, es necesario aprobar dos exámenes parciales escritos de resolución de ejercicios basados en problemas y de fundamentos de trabajos experimentales desarrollados en laboratorios.
- Los alumnos libres deben aprobar una serie de exámenes escritos, eliminatorios, referidos a los trabajos prácticos sedan estos de resolución de problemas y de laboratorios; además de un examen oral integrador.
- Las condiciones de asistencia y aprobación están establecidas en los Reglamentos respectivos.



FACULTAD DE CIENCIAS
EXACTAS Y NATURALES

Universidad Nacional de La Pampa