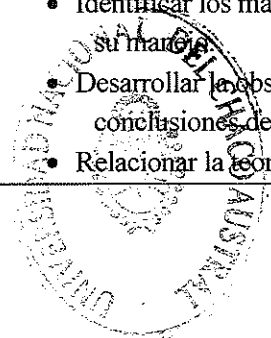
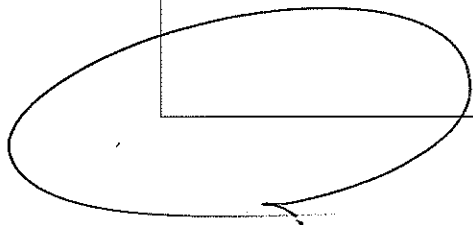
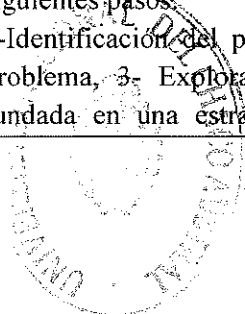
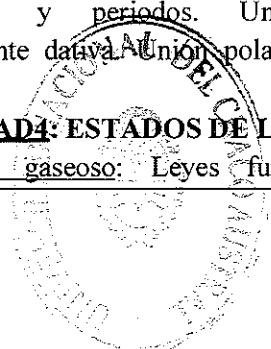
 <p><b>UNCAUS</b> UNIVERSIDAD NACIONAL DEL CHACO AUSTRAL</p>		<b>QUÍMICA GENERAL</b>	
Departamento:		Ciencias Básicas y Aplicadas	
Carga Horaria: 105 horas Teóricas: 50 Prácticas: 55		Programa vigente desde: 2018	
Carrera		Año	Cuatrimestre
<b>INGENIERIA ZOOTECNISTA</b>		<b>Primero</b>	<b>Primero</b>
CORRELATIVA PRECEDENTE		CORRELATIVA SUBSIGUIENTE	
Asignaturas		Asignaturas	
Para cursar		Para rendir	
Regularizada	Aprobada	Aprobada	
---	---	---	
		Química Orgánica y Biológica Manejo de Suelos Fisiología Vegetal	
<b>DOCENTES:</b>		Prof. Adjunto: Ing. Mariela N Derka J.T.P.: Prof. Tatiana Vergara	
<b>OBJETIVOS:</b>		<p>Objetivos Generales:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Lograr que el alumno egresado de la Escuela secundaria se inserte en la Universidad brindándole las herramientas necesarias de enseñanza- aprendizaje para desarrollar un pensamiento crítico y científico.</li> <li>• Generar un aprendizaje independiente de los fundamentos de la química General e Inorgánica a través del análisis de situaciones que inducen al planteo de soluciones.</li> <li>• Revalorizar la experimentación como método de reafirmación de conceptos.</li> <li>• Contribuir a la concientización de la acción de la química sobre la ecología y situaciones de la vida diaria.</li> <li>• Generar actividades que aporten a la formación, actualización y perfeccionamiento de los recursos humanos de la Cátedra.</li> </ul> <p>Objetivos específicos: Para el laboratorio:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Emplear técnicas fundamentales para el desarrollo de trabajos de laboratorio, respetando las normas de seguridad.</li> <li>• Identificar los materiales de laboratorio y adquirir destreza en su manejo.</li> <li>• Desarrollar la observación, interpretación y elaboración de conclusiones de las reacciones y fenómenos realizados.</li> <li>• Relacionar la teoría con la experimentación fundamentando</li> </ul>	



	<p>con especificidad los informes de laboratorio de cada trabajo realizado, respetando las normas de presentación, coherencia y cohesión.</p> <p>Para el gabinete:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Resolver ejercicios y problemas de aplicación empleando los conceptos teóricos.</li> <li>• Fomentar el análisis, debate y presentación de posturas frente a opciones de resolución de actividades.</li> <li>• Presentar informes de trabajo respetando las normas de presentación, la coherencia y cohesión de las respuestas.</li> </ul>
<p><b>CONTENIDOS MÍNIMOS:</b></p>	<p>Química general: Estructura electrónica y clasificación periódicas. Enlaces. Soluciones y propiedades coligativas. Termoquímica. Cinética. Equilibrio químico e iónico. Electroquímica.</p> <p>Inorgánica y agrícola: Propiedades generales de los elementos de grupos representativos y de transición, dando énfasis a los de importancia agropecuaria. Nociones sobre complejos. Nociones sobre radioquímica, isótopos radioactivos y aplicaciones agropecuarias. Análisis de sustancias para la determinación de elementos y/o compuestos de interés agropecuario. Métodos de análisis cuali y cuantitativos (volumetría, gravimetría, análisis de gases, métodos instrumentales.)</p>
<p><b>MÉTODOS PEDAGÓGICOS:</b></p>	<p>La metodología empleada es la deductiva - inductiva ya que de acuerdo al tipo de clase se aplican.</p> <p>Las <b>clases teóricas</b> se organizan en unidades temáticas siguiendo un orden lógico y psicológico para la comprensión de los contenidos. La técnica aplicada es la exposición acompañada de imágenes que faciliten la asimilación de conceptos y la participación dialogada del estudiante.</p> <p>Las <b>clases prácticas</b> se dividen en:</p> <p>Clases de laboratorio, que consisten en el análisis de experiencias establecidas que guardan relación directa con el proceso de enseñanza y aprendizaje. Las prácticas parten de un objetivo, una hipótesis a constatar, la demostración del proceso de investigación y obtención de resultados que lleven a determinar una conclusión del mismo.</p> <p>Las clases de gabinetes consisten en la resolución de ejercicios y de problemas, requiere que el estudiante resuelva los mismos a partir del análisis de variables. La apropiación de aprendizajes que inducen a nuevos saberes, en forma práctica deben seguir los siguientes pasos:</p> <p>1-Identificación del problema, 2- Definición y representación del problema, 3- Exploración de posibles estrategias, 4- Actuación fundada en una estrategia, 5- Observación y evaluación de los</p>



<p><b>MÉTODOS DE EVALUACIÓN:</b></p>	<p>efectos de nuestras actividades. 6- Resultados alcanzados.</p> <p>Los contenidos desarrollados de evalúan en tres etapas, cada una con un recuperatorio que puede ser acumulativo por etapa evaluada. Las evaluaciones contemplan desarrollo de trabajos de gabinete, de laboratorio y teoría de conceptos aplicativos en la resolución. La aprobación del cursillo de nivelación en la primera instancia da la posibilidad de acceder a un cuarto recuperatorio, no pudiendo ser utilizado como cuarta posibilidad de una misma evaluación parcial. La aprobación de los parciales permite al alumno la regularidad de la asignatura, la acreditación de la misma se realiza con examen final.</p> <p>Al final del cursado se reconocerán dos tipos de alumnos:          Los regulares: aquellos que cumplen con el 75% de asistencia a las clases teóricas- prácticas impartidas en el curso, presentación y aprobación del 100% de los trabajos prácticos desarrollados, aprobación de los exámenes parciales con 6 o más (escala de 0 a 10).          Los libres: aquellos que cursando la asignatura no cumplen con alguno de los requisitos anteriores, o aquellos que no hayan cursado la asignatura.</p>
<p><b>PROGRAMA ANALÍTICO:</b></p>	<p><b>UNIDAD 1: GENERALIDADES.</b>          Ciencia. Química. Objeto y división. Relación con otras ciencias. Mundo físico. Materia. Cuerpo. Sustancia. Sistema. Componentes y Constituyentes. Homogeneidad y Heterogeneidad. Mezclas. Separación de mezclas. Elemento químico</p> <p><b>UNIDAD 2: LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA.</b>          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. Masa atómica y masa molecular. Reacciones y ecuaciones químicas. Nomenclatura química. Cálculos Estequiométricos.</p> <p><b>UNIDAD 3: ESTRUCTURA ATÓMICA. SISTEMA PERIÓDICO.</b> Partículas subatómicas fundamentales. El átomo de Rutherford. Número atómico y número másico. Isótopos. El átomo de Bohr. Nociones de mecánica cuántica. Números cuánticos. Configuraciones electrónicas. La tabla periódica: grupos y periodos. Uniones químicas: iónica, covalente y covalente dativa. Unión polar y no polar.</p> <p><b>UNIDAD 4: ESTADOS DE LA MATERIA.</b>          Estado gaseoso: Leyes fundamentales (Boyle, Gay Lussac,</p>



Dalton, Graham) Ecuación de estado y ecuación general. Concepto de fracción molar. Gases reales: ecuación de Van der Waals.

Estado líquido: Licuación de gases. Equilibrio dinámico. Calor de vaporización. Temperatura de ebullición. Equilibrio de fases del agua. Regla de las fases (Gibbs): aplicaciones.

Estado sólido: Estructuras cristalinas. Cristales iónicos. Cristales moleculares. Redes cristalinas. Cristales metálicos. Equilibrio sólido – líquido – vapor. Punto de solidificación. Calor de fusión. Sublimación. Defectos de las estructuras. Tipos de redes cristalinas.

#### **UNIDAD 5: SOLUCIONES QUÍMICAS.**

Estado coloidal: generalidades. Soles, emulsiones y espumas. Purificación de los coloides. Propiedades de los coloides. Importancia de los coloides.

Soluciones: distintos tipos. Solubilidad. Variación de la solubilidad con la temperatura y con la presión. Ley de Henry. Formas de expresar concentraciones (por ciento en peso; por ciento en volumen; molaridad; normalidad; molalidad y fracción molar).

#### **UNIDAD 6: PROPIEDADES COLIGATIVAS.**

Presión de vapor de las soluciones. Ley de Raoult. Propiedades coligativas de las soluciones: descenso de la presión de vapor, elevación del punto de ebullición, descenso del punto de congelación, presión osmótica. Mezclas ideales y no ideales: líquidos totalmente miscibles, desviaciones positivas y negativas. Líquidos parcialmente miscibles.

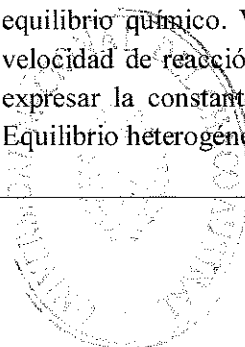
Líquidos completamente inmiscibles. Destilación: simple y fraccionada. Mezclas azeotrópicas. Destilación por arrastre de vapor.

#### **UNIDAD 7: TERMODINÁMICA Y TERMOQUÍMICA.**

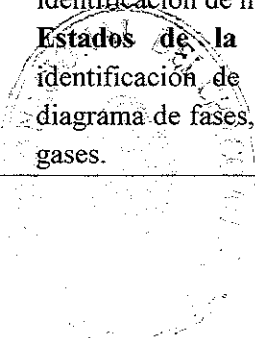
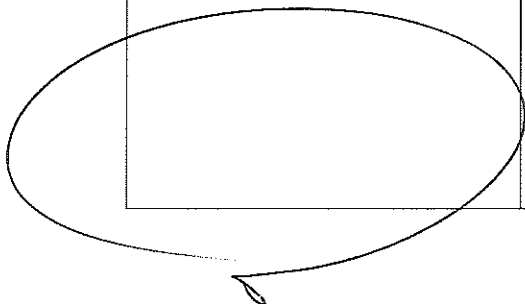
Termodinámica y energía. Formas de expresar la energía. Equivalente mecánico del calor. Primera Ley de la Termodinámica. Principio de conservación de la energía. Energía interna. Entalpía. Termoquímica. Efectos térmicos de las reacciones químicas. Procesos exotérmicos y endotérmicos. Calor de reacción. Calor de formación. Calor de combustión. Leyes de la termoquímica (Lavoisier y Hess).

#### **UNIDAD 8: CINÉTICA QUÍMICA.**

Concepto de equilibrio dinámico. El estado de equilibrio. Ley de equilibrio químico. Velocidad de reacción. Factores que afectan la velocidad de reacción. Constante de equilibrio. Distintas formas de expresar la constante: relación entre ellas. Principio Le Chatelier. Equilibrio heterogéneo y equilibrio iónico. Catalizadores.



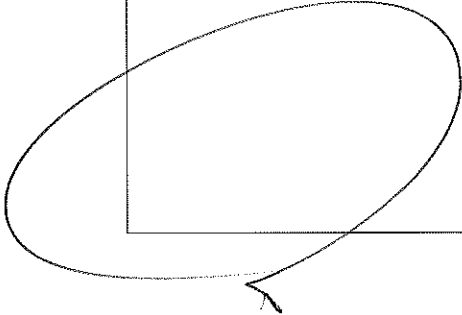
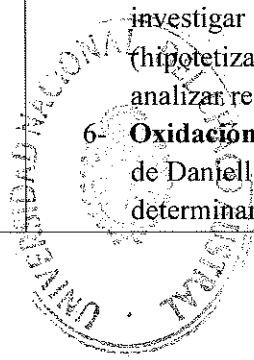
	<p><b>UNIDAD 9: TEORÍAS ACIDO – BASE.</b> Fases importantes del desarrollo histórico del concepto ácido – base. Teoría de Arrhenius. Teoría de Bronsted – Lowry. Fuerza de ácidos y bases. Teoría de Lewis. Nociones de equilibrio ácido – base. Concepto de pH y pOH. Soluciones reguladoras. Indicadores. Análisis volumétricos.</p> <p><b>UNIDAD 10: ELECTROQUÍMICA.</b> Oxidación y reducción. Concepto. Balanceo de ecuaciones por el método del ion –e-: distintos medios. Conducción electrónica (metálica) y electrolítica (iónica). Grado de disociación. Electrólisis. Electrolitos fuertes y débiles. Celda galvánica. Ecuación de Nernst. Leyes de Faraday: El Faradio. Electrólisis de sales fundidas. Corrosión. Aplicaciones industriales.</p> <p><b>UNIDAD 11: METALES Y NO METALES</b> Metales alcalinos y alcalinos térreos. Metales de transición. Propiedades y aplicaciones. Propiedades generales de los elementos no metálicos: hidrógeno, cloro, oxígeno, azufre, nitrógeno, carbono y silicio. Principales compuestos y aplicaciones.</p>
<p><b>PRÁCTICOS:</b></p>	<p>Los trabajos prácticos corresponden al 65% de la carga total de la asignatura.</p> <p>Trabajos prácticos de Gabinete:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1- <b>Formación de compuestos;</b> se resuelven ejercicios de formación de óxidos, hidruros, hidróxidos, sales. Nomenclatura de los mismos y escritura de fórmulas.</li> <li>2- <b>Sistemas materiales;</b> se resuelven ejercicios de identificación y clasificación de sistemas materiales, propiedades de la materia y de métodos de separación de mezclas.</li> <li>3- <b>Estequiometría;</b> se resuelven ejercicios aplicando conceptos de las leyes fundamentales de la química, cálculos de reactivos limitante y rendimiento.</li> <li>4- <b>Estructura atómica;</b> se resuelven ejercicios donde se determina los valores de las partículas subatómicas de los elementos químicos, ubicación en la tabla periódica, configuración electrónica y propiedades periódicas.</li> <li>5- <b>Uniones químicas;</b> se resuelven ejercicios aplicando los conceptos de enlaces químico a distintas moléculas, identificación de moléculas polares y apolares, resonancia.</li> <li>6- <b>Estados de la materia;</b> se resuelven ejercicios de identificación de la propiedades de los sólidos, líquidos, diagrama de fases, ejercicios de cálculos de P,V yT para los gases.</li> </ol>



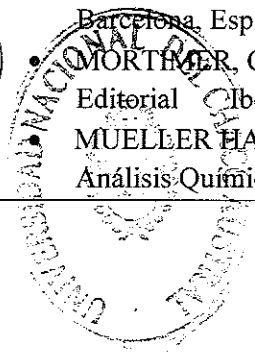
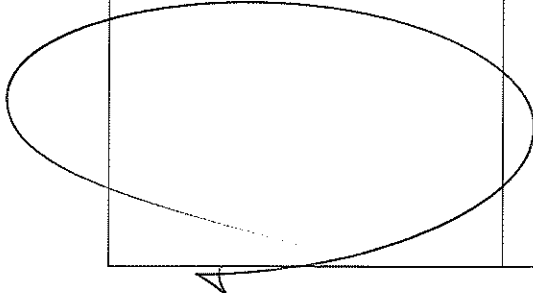
- 7- **Soluciones químicas**; se resuelven ejercicios de cálculo de concentraciones físicas y químicas, diluciones, cálculos de masa o volumen a partir de concentraciones.
- 8- **Termodinámica y Termoquímica**; se resuelven ejercicios empleando tablas de entalpía, cálculos de cantidad de calor, interpretación de resultados para clasificar las reacciones.
- 9- **Equilibrio químico**; se resuelven ejercicios de determinación de constantes de equilibrio, interpretación de sus resultados, aplicación del principio de Le Chatelier.
- 10- **Ácido- Base-pH y pOH**; se resuelven ejercicios de identificación de ácidos y bases según teorías, cálculo de pH y pOH, análisis de curvas de titulación.
- 11- **Óxido- Reducción**; se resuelven ejercicios de balanceo de ecuaciones por método ión electrón y por número de oxidación, identificación de oxidantes y reductores, cálculo de potenciales de pilas.

Trabajos prácticos de Laboratorio:

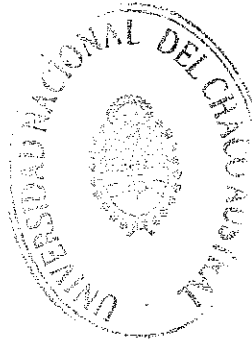
- 1- **Materiales de laboratorio y seguridad**; se realiza identificación de los materiales de uso habitual en un laboratorio de química general, análisis de sus características y uso. Explicación y análisis de las normas de seguridad a tener en cuenta durante el trabajo en un laboratorio.
- 2- **Volumetría**; se realiza la medición de volúmenes de soluciones incoloras y coloreadas en diferentes materiales volumétricos teniendo en cuenta la lectura del menisco en cada caso.
- 3- **Operaciones básicas**; se analiza el rendimiento de una reacción química a partir del precipitado obtenido aplicando una serie de procesos básicos.
- 4- **Soluciones químicas. Emulsiones**; se realiza la preparación de soluciones a partir de una sal y de un ácido, se analizan las precauciones de cada caso, se realiza una dilución de la solución a partir de la sal, se observa una emulsión en microscopio y se analiza.
- 5- **Separación de mezclas (destilación)**; se aplica el método investigativo para la resolución de este laboratorio, se da una situación problemática y con lo que se cuenta en el laboratorio que puede aportar a la solución, el alumno debe investigar y determinar cuál sustancia es la más adecuada (hipotetizar) para resolver el problema. Ponerlo a prueba, analizar resultados y dar su conclusión.
- 6- **Oxidación- reducción- pila y electrólisis**; se realiza la pila de Daniell y la electrólisis del Cloruro de sodio fundido para determinar las diferencias entre ambas, cálculo de



	<p>potenciales de pila, la espontaneidad de una reacción y desplazamiento de metales en solución.</p> <p>7- <b>Obtención de hidrógeno y propiedades/ metales del GIA y GIIA: propiedades;</b> se realiza la obtención del gas hidrógeno por la reacción de un metal con un ácido, se comprueba su poder reductor. Con sodio metálico y calcio se comprueba su reacción con el agua, el carácter básico y de las sales de bario, litio, sodio, potasio y calcio su color frente a la llama.</p>
<p><b>BIBLIOGRAFIA:</b></p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• ATKINS, P. (2012). Principios de Química : Los caminos del descubrimiento. 5ª.ed. Buenos Aires, Arg. Médica Panamericana.</li> <li>• CHANG, Raymond. (2010). Química. 10ª. ed. México. McGraw-Hill.</li> <li>• PETERSON, W. R. (2010). Introducción a la nomenclatura de las sustancias químicas. 1ª.ed. Barcelona, Esp. Reverté.</li> <li>• RIZZOTTO, Marcela. (2007). Diccionario de Química General e Inorgánica. 1ª.ed. Rosario. Corpus Editorial y Distribuidora.</li> <li>• TIMBERLAKE, K.; TIMBERLAKE, W. (2008). Química. 2ª.ed. México. Pearson Educación.</li> <li>• WHITTEN D. [y otros]. (2009). Química General. 8ª.ed. México. CENGAGE.</li> </ul> <p>Complementaria:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• ATKINS, P. (1998). Química : Moléculas, Materia-Cambio. 3ª. ed. Barcelona, Esp. Ediciones Omega.</li> <li>• BROWN, T; LEMAY, H.; BURSTEN, B. (2004). Química : La ciencia central. 9ª.ed. México. Pearson-Educación.</li> <li>• CHANG, Raymond. (2007). Química. 9ª. ed. México. McGraw-Hill.</li> </ul> <p>De consulta clásicos:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• BROWN, T; LEMAY, H.; BURSTEN, B. (2004). Química : La ciencia central. 9ª.ed. México. Pearson-Educación. 1039</li> <li>• COTTON, F. A.; WILKINSON, G. 1994. Química Inorgánica Básica. 1ª.ed. 7ª. Reimp. México. Limusa.</li> <li>• MOELLER, Therald. (1988). Química Inorgánica. 1ª.ed. Barcelona, Esp. Reverté.</li> <li>• MORTIMER, CH. (1983). Química. 1ª.ed. México. Grupo Editorial Iberoamericana.</li> <li>• MUELLER HARVEY, I.; BAKER, R. M. (2005). El Análisis Químico en el laboratorio : guía básica. 1ª.ed.</li> </ul>



	<p>España. Acribia.</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• REBOIRAS, M. D. (2007). Problemas resueltos de Química : la Ciencia Básica. 1ª.ed. España. Thompson.</li></ul>
--	--



vig. Ing. Enzo Gabriel JUDIS  
Director de Departamento  
Ciencias Básicas y Aplicadas