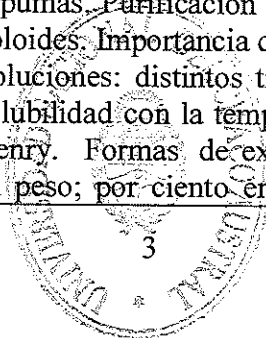
 <b>UNCAUS</b> UNIVERSIDAD NACIONAL DEL CHACO AUSTRAL		<b>QUÍMICA GENERAL</b>	
Departamento:		Ciencias Básicas y Aplicadas	
Carga Horaria: 90 horas		Programa vigente desde: 2019	
Carrera		Año	Cuatrimestre
<b>LICENCIATURA EN BIOTECNOLOGÍA</b>		Primero	Primero
CORRELATIVA PRECEDENTE		CORRELATIVA SUBSIGUIENTE	
Asignaturas		Asignaturas	
Para cursar		Para rendir	
Regularizada	Aprobada	Aprobada	
---	---	---	
<b>DOCENTES:</b>		Prof. Adjunto: Ing. Mariela N. Derka JTP: Farm. Edith Sánchez	
<b>OBJETIVOS:</b>		Objetivos Generales: <ul style="list-style-type: none"> <li>• Que el alumno se interese en el conocimiento de la Química General y logre interrelacionarla con la física y otras áreas de la Química.</li> </ul> Objetivos Particulares: <ul style="list-style-type: none"> <li>• Identificar, caracterizar y definir el sistema material mediante el empleo de variables macro y microscópicas.</li> <li>• Reconocer las transformaciones física y químicas del sistema material y las variables que la producen</li> <li>• Efectuar balances elementales de masa y energía para el sistema material.</li> <li>• Adquirir destreza en los manejos básicos de Laboratorio, así como en la planificación, ejecución, interpretación e información de los resultados de trabajos de Laboratorio.</li> <li>• Interpretar los fundamentos, principios y leyes que rigen la ciencia química.</li> </ul>	
<b>CONTENIDOS MÍNIMOS:</b>		Principios de la química. Sistemas materiales: propiedades. Leyes fundamentales de la química. Estructura atómica y molecular. Sistema periódico. Enlaces químicos. Estados de la materia. Estado gaseoso. Fenómenos críticos. Estado líquido. Equilibrio líquido-vapor. Estado sólido. Soluciones, componentes. Solubilidad. Propiedades coligativas. Termodinámica química. Primera ley de la termodinámica. Termoquímica.	

	<p>Funciones de estado. Cinética y reactividad química. Velocidad de reacción. Factores que afectan la cinética de una reacción. Equilibrio químico. Equilibrio heterogéneo. Equilibrio iónico. Teorías ácido-base. Hidrólisis de sales. Autoionización del agua. pH. Electroquímica. Reacciones de oxido-reducción. Electrolisis. Conductividad eléctrica. Celdas galvánicas. Corrosión. Fotoquímica.</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 clases teóricas 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 clases prácticas 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 efectos de nuestras actividades. 6- Resultados alcanzados.</p>
<p><b>MÉTODOS DE EVALUACIÓN:</b></p>	<p>La asignatura se dicta bajo el Régimen establecido por la Resolución N° 080/12 C.S.</p> <p>Los contenidos desarrollados se 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</p>

	acreditación de la misma se realiza con examen final.
<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> <u>Estado gaseoso:</u> Leyes fundamentales (Boyle, Gay Lussac, Dalton, Graham). Ecuación de estado y ecuación general. Concepto de fracción molar. Gases reales: ecuación de Van der Waals. <u>Estado líquido:</u> Licuación de gases. Equilibrio dinámico. Calor de vaporización. Temperatura de ebullición. Equilibrio de fases del agua. Regla de las fases (Gibbs): aplicaciones. <u>Estado sólido:</u> 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.</p> <p><b>UNIDAD 5: SOLUCIONES QUÍMICAS.</b> 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;</p>



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. Reacciones fotoquímicas.

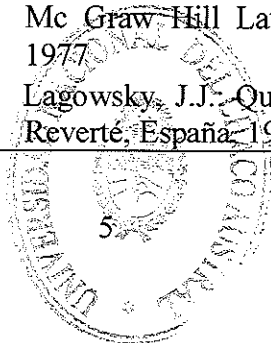
**UNIDAD 9: TEORÍAS ACIDO – BASE.**

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.

**UNIDAD 10: ELECTROQUÍMICA.**

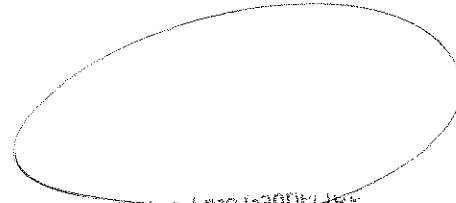
Oxidación y reducción. Concepto. Balanceo de ecuaciones por el método del ion -e-: distintos medios. Conducción electrónica (metálica) y electrolítica (iónica). Grado de disociación. Electrólisis. Electrolitos fuertes y débiles. Celda galvánica. Ecuación de Nernst. Leyes de Faraday; El Faradio. Electrólisis de sales fundidas. Corrosión. Aplicaciones industriales.

<p><b>TRABAJOS 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- Formación de compuestos</li> <li>2- Sistemas materiales</li> <li>3- Leyes de la química y estequiometría</li> <li>4- Estructura atómica</li> <li>5- Uniones químicas</li> <li>6- Estados de la materia</li> <li>7- Soluciones químicas</li> <li>8- Termodinámica y Termoquímica</li> <li>9- Equilibrio químico</li> <li>10- Ácido- Base-pH y pOH</li> <li>11- Óxido-Reducción</li> </ol> <p>Trabajos prácticos de Laboratorio:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1- Materiales de laboratorio y seguridad</li> <li>2- Materiales volumétricos</li> <li>3- Operaciones básicas</li> <li>4- Soluciones químicas. Emulsiones</li> <li>5- Separación de mezclas (destilación)</li> <li>6- Valoración ácido-base. pH y pOH.</li> <li>7- Oxidación-reducción</li> </ol>
<p><b>BIBLIOGRAFIA:</b></p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Whitten- Davis- Peck. Química general (5<sup>ta</sup> Edición) Mc.Graw-hill- 1998-</li> <li>• Brown- Lemay. Química (La ciencia Central) (3<sup>ra</sup> Edición) Prentice- Hall Hispanoamericana-Mexico- 2.004-</li> <li>• Pauling, L.: Uniones químicas. Ed. Kapelus, Argentina, 1966</li> <li>• Brescia y otros: Fundamentos de Química. C. E. C. S. A. México, 1971</li> <li>• Sienko – Plane: Química teórica y descriptiva. Ed. Aguilar, España, 1973</li> <li>• Demitras y otros: Química Inorgánica. Ed. Prentice Hall Internacional. España, 1973</li> <li>• Moeller: Química Inorgánica. Ed. Reverté, España 1976</li> <li>• Mahan: Química. Curso universitario. Fondo Educativo Interamericano. España, 1977</li> <li>• Jolly, W.: Principios de Química Inorgánica. Ed. Mc Graw-Hill Latinoamericana S.A., Colombia, 1977</li> <li>• Lagowsky, J.J.- Química Inorgánica Moderna. Ed. Reverté, España, 1978</li> </ul>



///...RESOLUCIÓN N° 008/19-C.D.C.B.y.A.

	<ul style="list-style-type: none"><li>• Babor – Ibarz: Química General Moderna. Ed. Marin, España, 1979</li><li>• Gray – Haight: Principios Básicos de Química. Ed. Reverté, España, 1980</li></ul>
--	---



Mg. Ing. Enzo Sabrija J.  
Director de Departamento  
Ciencias Básicas y Aplicadas