Ministerio de Cultura y Educación
Universidad Nacional de San Luis
Facultad de Química Bioquímica y Farmacia
Departamento: Quimica
Area: Qca General e Inorganica

(Programa del año 2025)
(Programa en trámite de aprobación)
(Presentado el 29/12/2025 07:53:57)

I - Oferta Académica

Materia	Carrera	Plan	Año	Período
QUIMICA GENERAL II	LIC. EN QUIMÍCA	3/11	2025	2° cuatrimestre

II - Equipo Docente

Docente	Función	Cargo	Dedicación
SUVIRE, FERNANDO DANIEL	Prof. Responsable	P.Tit. Exc	40 Hs
GONZALEZ, ULISES ANDRES	Prof. Colaborador	P.Adj Exc	40 Hs
ALVAREZ, MARIA DE LOS ANGELES	Responsable de Práctico	JTP Simp	10 Hs
DIAZ, JORGE RAMON ABEL	Responsable de Práctico	JTP Exc	40 Hs
VARGAS, IGNACIO ALEJANDRO	Responsable de Práctico	JTP Exc	40 Hs
VETTORAZZI, MARCELA CRISTINA	Responsable de Práctico	JTP Exc	40 Hs
MARTINEZ, MARIA VIRGINIA	Auxiliar de Práctico	A.2da Simp	10 Hs

III - Características del Curso

Credito Horario Semanal				
Teórico/Práctico	**Teóricas**	**Prácticas de Aula**	**Práct. de lab/ camp/ Resid/ PIP, etc.**	**Total**
0 Hs	3 Hs	2 Hs	1 Hs	6 Hs

Tipificación	Periodo
B - Teoria con prácticas de aula y laboratorio	2º Cuatrimestre

Duración			
Desde	**Hasta**	**Cantidad de Semanas**	**Cantidad de Horas**
04/08/2025	14/11/2025	15	90

IV - Fundamentación

El curso Química General II, como una continuidad del curso Química General I, constituye el conjunto de conocimientos conceptuales físico-químicos básicos e imprescindibles que le permitirán al estudiante profundizar los mismos, en los futuros cursos de grado de química durante el desarrollo de su carrera. Este curso tiene articulación directa, en mayor o en menor medida con todos los cursos de grado de química. Se realizan actividades prácticas de resolución de problemas y de laboratorio en forma sistemática y programada, a fin de que el estudiante adquiera destreza y habilidad en estas actividades de gran utilidad para los cursos de química más avanzados.

V - Objetivos / Resultados de Aprendizaje

Los objetivos de la asignatura Química General II pueden resumirse en los siguientes puntos:
1.- Predecir la forma, propiedades e importancia de orbitales moleculares en moléculas poliatómicas. Describir la relación entre forma molecular y polaridad.
2.- Estudiar las fuerzas de interacción que existen entre las moléculas, que justifican propiedades macroscópicas de las sustancias puras y de las soluciones.
3.- Estudiar los procesos físicos y de reacciones químicas, que se realiza primero a través de un enfoque termodinámico de equilibrio y en segundo lugar a través de un estudio cinético de las reacciones:

a. Termodinámica del equilibrio aplicado al estudio de reacciones químicas, equilibrio químico, equilibrio entre iones, equilibrio de solubilidad y equilibrio en celdas electroquímicas.
b. Una vez realizado el estudio termodinámico sobre la espontaneidad de las reacciones se procede a realizar el estudio cinético.

VI - Contenidos

Contenidos

Tema 1: Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa valencia y teoría de enlace de valencia. Teoría del orbital molecular.
Tema 2: Energías de interacción. Estado líquido.
Tema 3: Soluciones. Propiedades coligativas.
Tema 4: Termodinámica. 2da. y 3ra. Ley.
Tema 5: Equilibrio Químico.
Tema 6: Equilibrio Iónico.
Tema 7: Cinética Química.
Tema 8: Electroquímica.

PROGRAMA ANALÍTICO Y DE EXAMEN

TEMA 1: Parte A: TEORIA DE REPULSIÓN DE PARES DE ELECTRONES DE LA CAPA VALENCIA Y TEORIA DE ENLACE DE VALENCIA. Moléculas polares: influencia de la geometría molecular. Teoría del enlace de valencia (TEV). Postulados. Enlaces sigma y pi. Moléculas poliatómicas. Geometría experimental: longitudes de enlace, ángulos de enlace y ángulos diedros. Predicción de la forma molecular: teoría de la repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV). Postulados. Tipos de distribución electrónica. Efecto de los pares aislados. Forma molecular. Ejemplos. Descripción de los tipos de enlaces. Teoría del enlace valencia en moléculas poliatómicas. Hibridación. Reglas de la hibridación. Hibridación y geometría molecular. Modelos de hibridación. Momento dipolar en moléculas poliatómicas. Parte B: TEORIA DEL ORBITAL MOLECULAR. Orbitales moleculares. Diagramas de niveles de energía de los orbitales moleculares. Orden de enlace y estabilidad de enlace. Moléculas diatómicas homonucleares. Moléculas diatómicas heteronucleares. Moléculas que no admiten una única representación electrónica de Lewis Deslocalización y forma de los orbitales moleculares. Aplicación de la teoría de los orbitales moleculares a la estructura pi en este tipo de moléculas.

TEMA 2. Parte A: Energías de Interacción. Teoría Cinética y Molecular de líquidos y sólidos. Interacciones moleculares. Interacciones Iónicas: Ión-Ión; Ión-Dipolo; Ión-Dipolo Inducido. Interacción dipolo-dipolo. Interacciones con átomos o moléculas neutras (Dipolos Inducidos). El enlace de hidrógeno (o Puente Hidrógeno). Información adicional. Parte B: Estado Líquido. Fuerzas Intermoleculares y Propiedades de los líquidos. Tensión superficial. Viscosidad. Estructura y propiedades del agua. Cambios de fase. Calor de vaporización y punto de ebullición. Temperatura y presión críticas. Equilibrio líquido-sólido. Equilibrio sólido-vapor. Diagramas de fase.

TEMA 3. Soluciones. Propiedades de las soluciones. Una visión molecular del proceso de disolución. Efecto de la temperatura en la solubilidad. La solubilidad de los gases y la temperatura. Efecto de la presión en la solubilidad de los gases. Propiedades coligativas de las disoluciones de no electrólitos. Elevación del punto de ebullición. Disminución del punto de congelación. Presión osmótica. Propiedades coligativas de las disoluciones de electrólitos.

TEMA 4. Termodinámica: Segunda y Tercera ley. Procesos espontáneos. Procesos reversibles e irreversibles. Entropía y segunda ley de la termodinámica. Expansión espontánea de un gas. Entropía. Relación de la entropía con la transferencia de calor y la temperatura. Segunda ley de la termodinámica. Interpretación molecular de la entropía. Tercera ley de la termodinámica: Ley cero. Cambios de entropía en las reacciones químicas: Cambios de entropía del sistema y del entorno. Energía libre de Gibbs. Cambios de energía libre estándar. Energía libre y temperatura. Energía libre y constante de equilibrio.

TEMA 5. Equilibrio químico. Concepto de equilibrio. Constante de equilibrio. Magnitud de las constantes de equilibrio. Sentido de la ecuación química y Keq. Otras formas de manipular ecuaciones químicas y valores de Keq. Unidades de las constantes de equilibrio. Equilibrios heterogéneos. Cálculo de constantes de equilibrio. Aplicaciones de las constantes de equilibrio. Predicción del sentido de la reacción. Cálculo de concentraciones en el Equilibrio. Principio de Le Châtelier: Cambios de concentración de reactivos o productos. Efectos de los cambios de volumen y presión. Efecto de los cambios de temperatura. Efecto de los catalizadores.

TEMA 6. Equilibrio Iónico. Parte A. Equilibrio ácido-base. Autoionización del agua. Producto iónico del agua: Kw. pH y pOH, definiciones y ejemplos. Ácidos y bases. Definiciones de Arrhenius y de Brönsted-Lowry. Ácidos y bases conjugados. Ácidos y bases fuertes y débiles. Constantes de equilibrio Ka y Kb. Tablas. Ejemplos. Cálculo generalizado de pH de soluciones acuosas de ácidos y bases monopróticos. Aplicación de la ecuación general a ácidos fuertes y débiles, concentrados o diluidos. Parte B. Aplicación del equilibrio químico a la hidrólisis. Efecto de ion común. Sistemas amortiguadores. Ecuación de Henderson- Hasselbalch. Relación Estructura-Acidez. Aplicaciones del equilibrio químico a soluciones acuosas de especies iónicas. Aplicación a sales poco solubles. Producto de solubilidad. Efecto de ion común. Precipitación selectiva.

TEMA 7. Cinética Química. Alcance de la cinética química. Velocidad y orden de reacción. Reacciones de primer orden, segundo orden. Método de integración para determinar el orden de una reacción y la constante específica de velocidad. Influencia de la temperatura sobre la velocidad de reacción. Ecuación de Arrhenius. Energía de activación y factor de frecuencia. Nociones sobre la teoría de las colisiones y la teoría del estado de transición. Catálisis.

TEMA 8. Electroquímica. Equilibrio en pilas electroquímicas. Fuerza electromotriz y energía libre. Fuerza electromotriz y constante de equilibrio. Electrodo de hidrógeno. Potenciales de electrodo estándar. Ecuación de Nerst. Celda de concentración.

VII - Plan de Trabajos Prácticos

1.-TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIOS:
Práctico 0: Normas generales de seguridad.
Práctico 1: Viscosidad. Estudio de interacciones.
Práctico 2: Equilibrio químico y equilibrio iónico.
Práctico 3: Cinética Química.

NORMAS GENERALES DE SEGURIDAD
Condiciones de trabajo: Prevención. Normas de seguridad. Cuidado y limpieza del lugar de trabajo. Señalizaciones. Código de colores.
Hábitos de trabajo: Ubicación del material de seguridad como extintores, duchas de seguridad, lavaojos, botiquín, etc. Etiquetas y fichas de datos de seguridad de los productos. Campanas.
Protección personal: Normas básicas. Criterio y grados de protección. Elementos de protección personal. Guantes de seguridad. Guardapolvos. Gafas de seguridad.
Seguridad en el laboratorio: Seguridad en la manipulación de materiales y/o sustancias. Derrames. Tratamiento de polvos, gases y humos. Tratamiento de residuos.

2.-TRABAJOS PRÁCTICOS DE AULA: duración 3 h/semana.
1. TEV. TRPECV.
2. TOM.
3. Energías de interacción.

4. Estado líquido.
5. Propiedades coligativas.
6. 2° y 3° ley de termodinámica.
7. Equilibrio químico.
8. Equilibrio iónico.
9. Cinética química.
10. Electroquímica.

VIII - Regimen de Aprobación

PARA REGULARIZAR EL CURSO EL ESTUDIANTE DEBERÁ CUMPLIR CON LOS SIGUIENTES REQUISITOS:
a. Asistir, realizar y aprobar el 100% de los trabajos prácticos de laboratorio.
b. Aprobar el 100% de los exámenes parciales.
1. TRABAJOS PRÁCTICOS
Los trabajos prácticos consisten en prácticos de aula y prácticos de laboratorio. La aprobación de los mismos implica que el estudiante demuestre un conocimiento claro del tema, alcanzando los objetivos fijados. Los trabajos prácticos de laboratorio se evaluarán mediante un cuestionario aprobado y un informe realizado por los estudiantes.
3. EVALUACIONES PARCIALES
Para aprobar la asignatura el estudiante deberá aprobar el 100% de los exámenes parciales. Deberá rendir los exámenes con algún documento que acredite fehacientemente su identidad.
CONDICIÓN REGULAR:
Se tomarán 3 (tres) exámenes parciales. El estudiante tendrá derecho a dos recuperaciones para cada uno de los parciales en fechas a fijar por la asignatura.
Los exámenes parciales se aprobarán con un 70% del total.
EXAMEN FINAL
Para aprobar el curso el estudiante deberá cumplir:
a) con los requisitos de regularización establecidos en el presente programa.
b) con la aprobación del examen final (en cualquiera de los turnos establecidos por el calendario académico de la Facultad), cuya calificación mínima cuantitativa es de 4 (cuatro) puntos. Para rendir el examen final los estudiantes deberán estar fehacientemente inscriptos en la mesa correspondiente y figurar en la respectiva acta.

El examen final estará distribuido de la siguiente manera:
BOLILLA 1: TEMA 1. Parte A: TEV. TRPECV
BOLILLA 2: TEMA1. Parte B: TOM.
BOLILLA 3: TEMA 2. Parte A - Energías de Interacción.
BOLILLA 4: TEMA 2. Parte B – Estado Líquido.
BOLILLA 5: TEMA 3 – Soluciones. Propiedades coligativas
BOLILLA 6: TEMA 4 - Termodinámica: Segunda y Tercera ley.
BOLILLA 7: TEMA 5. Equilibrio químico.
BOLILLA 8: TEMA 6. Parte A: Equilibrio Iónico.
BOLILLA 9: TEMA 6. Parte B: Equilibrio de solubilidad.
BOLILLA 10: TEMA 7. Cinética Química.
BOLILLA 11: TEMA 8. Electroquímica.

PARA PROMOCIONAR EL CURSO EL ESTUDIANTE DEBERÁ CUMPLIR CON LOS SIGUIENTES REQUISITOS:
a) aprobación de las evaluaciones parciales en primera instancia con un puntaje igual o superior al 80%.
b) los trabajos prácticos de laboratorio entregados y aprobados al 100% en las fechas establecidas por la asignatura.
c) la aprobación de una evaluación integradora.

Dadas las características del curso y considerando que se trata del primer año de la carrera en el que se realizan prácticas de laboratorio (ver fundamentación), y que la realización de la parte experimental resulta esencial para la formación básica de los estudiantes es que en esta asignatura no puede rendirse el examen final como estudiante libre.

IX - Bibliografía Básica

[1] K. WHITTEN, R. DAVIS, M PECK, G. STANLEY. “Química” 10ma ed. 2015 Cengage Learning. México. ISBN:

978-607-519-958-0
[2] T. BROWN, H. LEMAY JR, C. MURPHY, B. BURSTEN, P. WOODWARD. “Química. La ciencia central.” 12ava. ed. 2014. Pearson. México. ISBN VERSIÓN E-BOOK: 978-607-32-2235-8
[3] R. CHANG “Química” 10ma. ed. 2013 McGraw-Hill, México.
[4] P. ATKINS, L. JONES. “Principios de Química: los caminos del descubrimiento” 5ta. ed. 2012 Editorial Médica Panamericana, Buenos Aires.
[5] P. ATKINS, L. JONES. “Química. Moléculas. Materia. Cambio” 3ra. ed. 1998 Ediciones Omega S. A., Barcelona.
[6] Química General II. Conceptos Teóricos. Prácticos de aula y Experiencias de Laboratorio. Ed. 2019. Cátedra de Química General II. UNSL.

X - Bibliografia Complementaria

[1] J. UMLAND, J. BELLAMA. “QUÍMICA GENERAL” 3ra. ed. 2000 International Thompson Eds. S. A., México
[2] R.H. PETRUCCI, W.S. HARWOOD, H.F. GEOFFREY. “Química General. Enlace químico y estructura de la materia”. 8va. ed. 2003 Prentice Hall, España.
[3] R.H. PETRUCCI, W.S. HARWOOD, H.F. GEOFFREY. “Química General. Reactividad química compuestos inorgánicos y orgánicos”. 8va. ed. 2003 Prentice Hall, España.
[4] B. M. MAHAN, R. J. Myers. “Química. Curso Universitario” 4ta. ed. 1990 Dison-Wesley Iberoamericana, Argentina.
[5] J. PHILLIPS, V. STROZAK, C. WISTROM. “Química. Conceptos y aplicaciones.” 2da. ed. 2007. Mc Graw Hill. México.

XI - Resumen de Objetivos

Los objetivos de la asignatura Química General II pueden resumirse en los siguientes puntos:
1.- Estudiar las fuerzas de interacción que existen entre las moléculas, que justifican propiedades macroscópicas de las sustancias puras y de las soluciones.
2.- Estudiar los procesos físicos y de reacciones químicas, que se realiza primero a través de un enfoque termodinámico de equilibrio y en segundo lugar a través de un estudio cinético de las reacciones:
a. Termodinámica del equilibrio aplicado al estudio de reacciones químicas, equilibrio químico, equilibrio entre iones, equilibrio en pilas electroquímicas.
b. Una vez realizado el estudio termodinámico sobre la espontaneidad de las reacciones se procede a realizar el estudio cinético.

XII - Resumen del Programa

BOLILLA 1: TEMA 1. Parte A: TEV. TRPECV
BOLILLA 2: TEMA1. Parte B: TOM.
BOLILLA 3: TEMA 2. Parte A - Energías de Interacción.
BOLILLA 4: TEMA 2. Parte B – Estado Líquido.
BOLILLA 5: TEMA 3. Soluciones. Propiedades coligativas
BOLILLA 6: TEMA 4. Termodinámica: Segunda y Tercera ley.
BOLILLA 7: TEMA 5. Equilibrio químico.
BOLILLA 8: TEMA 6. Parte A: Equilibrio Iónico.
BOLILLA 9: TEMA 6. Parte B: Equilibrio de solubilidad.
BOLILLA 10: TEMA 7. Cinética Química.
BOLILLA 11: TEMA 8. Electroquímica.

XIII - Imprevistos

Ante circunstancias que motiven la suspensión de actividades presenciales semejantes a las acontecidas por la pandemia de COVID-19, se podrán impartir bajo una modalidad virtual las clases. En cuanto la normativa así lo estime se adoptará esta vía de trabajo virtual utilizando la plataforma "Aulas Virtuales Moodle mantenida por el Centro de Informática Educativa-FCFMN y herramientas sincrónicas como Zoom, Meet, Webex, etc. mediante las cuales se brindarán consultas, clases teóricas y prácticas. Los prácticos de aulas cuentan con una dotación de videos explicativos generados por el equipo docente que cubre prácticamente todos los tópicos del curso almacenados en nuestro canal de YouTube. Se realizarán laboratorios de

forma virtual mediante programas diseñados para tal fin. Las evaluaciones parciales se realizaron presenciales en su totalidad.

XIV - Otros

ELEVACIÓN y APROBACIÓN DE ESTE PROGRAMA	
	Profesor Responsable
Firma:	
Aclaración:	
Fecha:	