

UNIVERSIDAD NACIONAL DEL SUR					1/5	
BAHIA BLANCA			ARGENTINA			
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA						
PROGRAMA DE: PRINCIPIOS DE QUÍMICA					CÓDIGO: 6262	
					ÁREA NRO: I	
HORAS DE CLASE					PROFESOR/A RESPONSABLE/S	
TEORICAS			PRACTICAS			
Por semana	Por cuatrimestre	Por semana	Por cuatrimestre	Dr. Marcelo Avena		
4	64	4	64	Dra. Alejandra Diez		
ASIGNATURAS CORRELATIVAS PRECEDENTES						
A P R O B A D A S			C U R S A D A S			
<u>DESCRIPCIÓN / OBJETIVOS</u>						
<p>El objetivo principal del curso es presentar los conceptos básicos de química justificándolos a través de la estructura de la materia.</p> <p>Un enfoque moderno de la estructura atómica basada en los principios básicos de la Mecánica Cuántica llevará a los estudiantes a una comprensión del enlace químico, de la estabilidad y reactividad de los compuestos, de la energía asociada a los distintos estados de agregación de la materia, de las variaciones de energía asociadas a los procesos químicos y de la velocidad con que estos procesos ocurren en la naturaleza.</p> <p>El desarrollo de este programa pretende además ofrecer al estudiante una oportunidad de entrenamiento en habilidades intelectuales conducentes a acrecentar su espíritu crítico y criterio propio para resolver diferentes problemas tanto teóricos como prácticos.</p>						
<u>PROGRAMA SINTÉTICO</u>						
<p>TEMA 1: Reacciones Químicas</p> <p>TEMA 2: Introducción a la termodinámica de las reacciones químicas- Termoquímica</p> <p>TEMA 3: Estructura atómica.</p> <p>TEMA 4: Propiedades periódicas.</p> <p>TEMA 5: Enlace químico. Teorías del enlace químico.</p> <p>TEMA 6: Estados físicos de la materia. Estado gaseoso.</p> <p>TEMA 7: Líquidos y sólidos. Propiedades. Energía de los cambios de estado.</p> <p>TEMA 8: Soluciones/Disoluciones.</p> <p>TEMA 9: Equilibrio químico.</p> <p>TEMA 10: Equilibrio iónico en soluciones acuosas.</p> <p>TEMA 11: Cinética química.</p>						
VIGENCIA AÑOS	2022					

PROGRAMA ANALÍTICO**TEMA 1: Reacciones químicas.**

Tipo de reacciones químicas. Reacciones de formación, de descomposición, de combustión, de sustitución simple y doble. Ecuaciones y balanceo de reacciones químicas. Reacciones de óxido-reducción. Estados de oxidación. Concepto de semi reacción. Balanceo de ecuaciones redox por el método del ión electrón.

TEMA 2: Introducción a la termodinámica de las reacciones químicas. Termoquímica.

Sistemas, estados y funciones de estado. Energía, calor y trabajo. Formas de energía y sus equivalencias. Conservación de la energía. Primer principio de la termodinámica. Entalpía. Procesos termoquímicos. Calorimetría. Capacidad calorífica. Calor específico. Reacciones endotérmicas y exotérmicas. Entalpía de reacción. Ley de Hess. Aplicaciones. Dependencia de la entalpía de reacción con la temperatura.

TEMA 3: Estructura atómica.

Partículas subatómicas Fundamentales. La naturaleza eléctrica de la materia. Descargas eléctricas de alto vacío. Descubrimiento del electrón. Experiencias de Thompson y Millikan. Experimento de dispersión de Rutherford y su modelo atómico nuclear. Orígenes de la teoría cuántica: Naturaleza de la luz. Cuantización de la energía. Espectros atómicos y el átomo de Bohr. Limitaciones del modelo de Bohr.

Introducción a la mecánica cuántica: Dualidad onda partícula. Principio de incertidumbre. Formulación de la mecánica cuántica. Números cuánticos. Concepto de orbital atómico. Distribución electrónica en átomos multielectrónicos. Principio de exclusión de Pauli. Principio de máxima multiplicidad. Paramagnetismo y diamagnetismo.

TEMA 4: Propiedades periódicas.

La estructura electrónica de los átomos y la ley periódica. Tabla periódica. Radios atómicos y radios iónicos. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad. Variación de estas propiedades a través de un período y de un grupo en la tabla periódica.

TEMA 5: Enlace químico.

El enlace químico y su relación con la estructura electrónica de los átomos que lo constituyen.

Parámetros de la estructura molecular: Energías, longitudes y ángulos de enlace. El enlace y el octeto de electrones. Teoría de Lewis y cargas formales. El enlace iónico. Energía asociada al enlace iónico. Enlace covalente. Enlaces covalentes múltiples. Resonancia. Polaridad de los enlaces.

Electronegatividad. Momento dipolar. Geometría y polaridad de las moléculas en base a la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones en la Capa de Valencia (T.R.P.E.C.V.).

Fuerzas intermoleculares. Interacción ion-dipolo, dipolo-dipolo, fuerzas de London, fuerzas de van der Waals, puente hidrógeno.

TEMA 6: Estados físicos de la materia. Estado gaseoso.

Estado gaseoso. Características generales. Expresión de presión y temperatura de un gas. Volumen de un gas en condiciones normales. Gas ideal. Ley de Boyle. Ley de Charles y Gay Lussac. Temperatura absoluta. Ecuación general de estado para un gas ideal. Cálculo del valor de la constante universal de los gases. Densidad de un gas. Ley de Dalton de las presiones parciales. Difusión de los gases: Ley de Graham. Teoría cinética de los gases: Postulados. Gases reales. Ecuación de van der Waals.

TEMA 7: Líquidos y sólidos.

El estado líquido: Características generales de los líquidos y su relación con las fuerzas intermoleculares. Tensión superficial. Acción capilar. Evaporación. Presión de vapor. Punto de ebullición. Calor molar de vaporización. El estado sólido: Características generales de los sólidos. Sólidos cristalinos y sólidos amorfos. Clasificación de los sólidos de acuerdo al tipo de enlace: iónicos, moleculares, covalentes y metálicos. Punto de fusión. Calor molar de fusión. Energética de los cambios de estado. Diagrama de fases.

TEMA 8: Soluciones/Disoluciones.

Definición y clasificación según el estado de agregación de sus componentes. Unidades de concentración. Mecanismos de disolución. Solubilidad. Variación de la solubilidad con la temperatura. Soluciones de líquidos totalmente miscibles. Ley de Raoult: Soluciones ideales. Soluciones de sólidos en líquidos. Solubilidad de gases en líquidos. Ley de Henry. Introducción a los sistemas coloidales. Coloides hidrofílicos e hidrofóbicos. El proceso de adsorción.

TEMA 9: Equilibrio químico.

Naturaleza del equilibrio químico. Constante de equilibrio. Interpretación de las constantes de equilibrio. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Formas de expresión de la constante de equilibrio. Desplazamientos del equilibrio. Efectos externos sobre el equilibrio. Principio de Le' Chatelier.

TEMA 10: Equilibrio iónico en soluciones acuosas.

Aplicación de los principios del equilibrio químico para el uso de sales poco solubles. Producto de solubilidad. Efecto de ión común. Teorías de ácidos y bases. Teoría de Arrhenius. Teoría de Bronsted-Lowry. Teoría de Lewis. Autoionización del agua. Producto iónico del agua. La escala de pH. Fuerza de ácidos y bases. Constantes de ionización para ácidos y bases débiles. Hidrólisis de sales. Disoluciones amortiguadoras.

TEMA 11: Cinética química.

Velocidad de reacción. Ley de velocidad. Factores que afectan la velocidad de una reacción. Temperatura: Dependencia de la velocidad de reacción con la temperatura. Determinación experimental de las leyes de velocidad. Orden de reacción. Constante específica de velocidad. Mecanismos de reacción y expresión de la ley de velocidad. Procesos elementales. Teorías de velocidad de reacción. Teoría de las colisiones. Teoría del estado de transición. Catalizadores: Catálisis homogénea y heterogénea.

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA**PROGRAMA DE:** PRINCIPIOS DE QUÍMICA

CÓDIGO: 6262

ÁREA NRO: I

METODOLOGÍA DE LA ENSEÑANZA

El programa se desarrolla en las clases teóricas de la asignatura, las que son complementadas por las clases prácticas con problemas de aplicación, manejo de tablas, manuales y otros recursos didácticos adecuados que aseguren la profundidad necesaria en el conocimiento de estos temas, requisito indispensable para un buen aprovechamiento del primer curso de Química.

En las clases teóricas (dos clases de dos horas por semana) se enuncian los principios fundamentales de cada tema, exponiendo la importancia que el estudio del tema posee dentro de la asignatura y la carrera. La teoría va intercalada con resolución de ejemplos y con la presentación de videos que ejemplifiquen sobre el tema que se está discutiendo. La mayoría de estos videos forman parte de varios libros de química general que figuran dentro de la bibliografía sugerida.

Los conocimientos teóricos serán aplicados, para promover su apropiación, en las clases prácticas de resolución de problemas y laboratorios integradores. En las clases prácticas de problemas se consultarán los problemas de aplicación editados por el plantel docente de la asignatura en una Guía de Problemas. En los TP de laboratorio, se realizarán actividades experimentales y los resultados obtenidos se relacionarán con los conocimientos teóricos con la coordinación del plantel docente de la cátedra. .

Se incentivará a los estudiantes a profundizar la información dada en las clases teóricas y prácticas, su discusión y consulta de bibliografía académica. En época de exámenes, se los incitará a resolver los problemas de la bibliografía sugerida, y que no circunscriban su aprendizaje solamente a la Guía de Problemas sugerida por la cátedra.

TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO

TP N° 1: Energía de las reacciones Químicas.

TP N° 2: Estequiometría y gases.

TP N° 3: Disoluciones y propiedades de las disoluciones.

TP N° 4: Equilibrio de las reacciones químicas en disoluciones acuosas.

FORMA DE EVALUACIÓN

La evaluación se realiza por medio de tres exámenes parciales teórico-prácticos (por escrito) de 100 puntos como máximo cada uno. Se evalúa tanto la parte práctica, por medio de la resolución de problemas tipo, como la parte teórica, donde se responden preguntas conceptuales sobre los temas en cuestión.

Se logrará la promoción directa de la asignatura si se reúne como mínimo la suma de 180 puntos con los tres parciales, no pudiéndose obtener menos de 50 puntos en cada uno de ellos.

Quienes no alcancen la promoción directa, tendrán cursada la asignatura si en cada uno de los parciales obtuvieron 40 o más puntos. En este caso, se deberá aprobar la materia en un examen final integrador (escrito u oral).

Para el cursado de la asignatura es posible la recuperación de hasta dos parciales, si la suma de ambos es de 50 o más puntos. Estos recuperatorios serán aprobados si se obtiene como mínimo 60 puntos.

BIBLIOGRAFÍA:

"Química: La ciencia central", Brown, T. L., Burdge, J.L., Bursten, B.E. y LeMay, Jr., H. E. Editorial Pearson, 9º Edición. 2004. ISBN: 9702604680

"Principios de Química. Los caminos del descubrimiento", Atkins, P. y Jones, L. Editorial Panamericana, 3º Edición. 2006. ISBN: 9500600803

"Química", Chang, R. Editorial Mc Graw-Hill Interamericana. 10º Edición. 2010. ISBN: 978-007-351109-2

"Química General", Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura, J.D. y Bissonette, C. Editorial Pearson, 10º Edición, 2011. ISBN: 978-84-8322-680-3

"Química y reactividad química", Kotz, J. C., Treichel, P.M. y Weaver, G.C. Editorial Thomson. 6º Edición. 2005. ISBN: 9706865527

"Química General", Whitten, K.W., Gailey, K.O. y Davis, R.E., Editorial Cengage, 8º Edición. 2008. ISBN: 9706867988, 9789706867988

AÑO	PROFESOR/A RESPONSABLE (firma aclarada)	AÑO	PROFESOR/A RESPONSABLE (firma aclarada)
2022	Prof. Marcelo Avena		
2022	Prof. Alejandra Diez		

V I S A D O

COORDINADOR/A DE AREA	SECRETARIO/A ACADÉMICO/A	DIRECTOR/A - DECANO/A
FECHA:	FECHA:	FECHA: