

		QUÍMICA GENERAL		3.2.007	
Departamento al que pertenece			Director		
DEBAL			Ing. Mitar Begenisic		
Carga horaria			Fecha de conocimiento del Programa por el Consejo de Facultad		
102 hs			Acta CFAIN N° 441 del 22/06/2021		
Carrera(s) en la que se dicta				Código(s) Carrera(s)	
Licenciatura en Tecnología Industrial de los Alimentos				5405	
Ingeniería en Alimentos				5705	
Licenciatura en Biotecnología				5520	
Ingeniería en Electromecánica				3805	
Licenciatura en Electromecánica				7505	
Ingeniería Electrónica				9513	
Tecnicatura en Desarrollo y Análisis de Alimentos				57113	
Licenciatura en Organización de la Producción				4205	
Ingeniería en Telecomunicaciones				3905	
Licenciatura en Ciencias de las Comunicaciones				7605	
Ingeniería Industrial				4505	
Licenciatura en Bioinformática				5910	
Código(s) Correlativa(s) Precedente(s)		Código(s) Correlativa(s) Subsiguiente(s)		Código(s) Carrera(s)	
		3.2.008		5405-5705- 5509-4205- 4505-5910-	
		3.2.038 - 3.2.039 – 3.2.051 – 3.2.079		57113	
Firmas					
Aprobación del Director de Departamento emisor			Aprobación Decano(s)		
 Ing. Mitar Begenisic Departamento de Biotecnología, Alimentos, Agro y Ambiental Facultad de Ingeniería y Ciencias Exactas Fundación UADE			 Dr. Federico Prada Decano a cargo Facultad de Ingeniería y Cs. Exactas Fundación UADE		

I-Fundamentación

El propósito primario de Química General es el de brindar un aporte de esta rama de las ciencias básicas en la formación del futuro profesional. Se abordan conceptos de química introductorios que servirán como pilares para comprender el comportamiento de los compuestos ante posibles cambios en su entorno. Los contenidos dictados se articulan con los de Química General e Inorgánica y serán complementados por ella en los casos que corresponda.

II-Objetivos

Se espera que los alumnos logren:

- Analizar el campo de trabajo de la Química dentro del contexto de la ingeniería y ciencias biológicas.
- Escribir en forma correcta las fórmulas química principales, establecer una estequiometría y calcular las masas puestas en juego.
- Desarrollar habilidades como:
 - manejo, montaje y desmontaje de aparatos simples de laboratorio, como balanzas y material de vidrio básico.
 - la utilización correcta y segura de materiales y equipos de laboratorios
 - manejo de la tabla periódica de los elementos
- Planificar una experiencia y presentar los resultados en forma adecuada.

III- Unidades temáticas

Contenidos Mínimos

Conceptos de cuerpo, materia, energía. Estados de agregación de la materia, clasificación de los cuerpos y sistemas. Leyes de conservación de la materia, gravimétricas, de los gases ideales. Concepto de átomo y de molécula. Clasificación periódica de los elementos. Isótopos. Número atómico, de masa y cuánticos. Estructura electrónica de los elementos. Orbitales. Teoría de valencia. Propiedades periódicas y uniones químicas. Electronegatividad Fórmulas de sustancias y de compuestos. Isomerías. Gases ideales y reales. Estado líquido y sólido. Propiedades. Uso de los elementos e instrumentos comunes del laboratorio químico. Operaciones, técnicas y métodos fundamentales. Demostración práctica de leyes y de propiedades químicas.

Unidades didácticas

Unidad 1: INTRODUCCIÓN Y CONCEPTOS BASICOS

La Química y sus ramas; objetivos y alcances. Materia. Energía. Sistemas. Propiedades: extensivas e intensivas. Fase. Fenómenos. Transformaciones. Clasificación de los sistemas materiales, sistemas coloidales. Métodos de separación. Cambios de estado de agregación. Composición expresada en m/m, m/v y v/v. Alotropía. Leyes empíricas, conservación de la materia, proporciones constantes, proporciones múltiples,

Unidad 2: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

La estructura interna del átomo. Partículas subatómicas fundamentales: electrón, protón, neutrón. Modelo de E. Rutherford. Número atómico. Número de masa. Isótopos. Masa atómica, absoluta y relativa. Unidad de masa atómica. Mol. Número de Avogadro. Masa molar. Volumen molar. Hacia el modelo atómico actual. M. Planck y la mecánica cuántica. Niveles de energía. Propuesta de N. Bohr. Modelo atómico probabilístico de E. Schrödinger. Principio de incertidumbre, importancia conceptual. Concepto de orbital. Números cuánticos (principal, angular, magnético, de spin). Formas de los orbitales. Entrecruzamiento de niveles de energía. Configuración electrónica (interna y externa), su importancia. Principio de exclusión de W. Pauli. Regla de F. Hund. Principio de máxima multiplicidad. Diamagnetismo, paramagnetismo.

Unidad 3: CLASIFICACIÓN PERIÓDICA.

Clasificación de los elementos (metales, no metales, semimetales). La Tabla Periódica; criterios seguidos por D. Mendeleev y por H. Moseley. Elementos representativos, de transición, de transición interna, gases

monoatómicos. Propiedades periódicas: radio atómico, energía de primera ionización, afinidad electrónica, electronegatividad (teoría de L. Pauling), carácter metálico.

Unidad 4: ENLACES QUÍMICOS

Enlaces interatómicos. Teoría de G. N. Lewis. Energía de enlace. Tipos de enlace: iónico, metálico, covalente. Enlaces covalentes comunes y dativos. Orbitales de enlace. Teoría de L. Pauling. Hibridización de orbitales; distintos casos (sp , sp^2 , sp^3 , dsp^3 y d^2sp^3). Electrovalencia, ciclo Born-Haber, efecto pantalla, radios iónicos (Pauling), polaridad de enlace y electronegatividad. Enlaces intermoleculares. Fuerzas de F. London o de dispersión; dipolos instantáneos. Enlaces dipolo - dipolo. Enlaces de puente hidrógeno. Relación entre enlaces y propiedades físicas.

Unidad 5: FÓRMULAS, NOMENCLATURA Y ESTEQUIOMETRÍA

Fórmulas y nomenclatura química. Número de oxidación. Valencia. Números de oxidación de diversos elementos. Compuestos binarios: óxidos y otros. Oxoácidos. Hidróxidos. Ecuaciones de disociación electrolítica. Ecuaciones de neutralización. Sales normales. Hidrógenosales. Ecuaciones químicas. Ajuste de ecuaciones químicas, método algebraico. Estequiometría: relación estequiométrica, pureza de reactivos, rendimiento. Reactivo limitante.

Unidad 6: GASES

Características generales. Teoría cinética de los gases. La presión y sus unidades. Leyes de los gases: R. Boyle, J. A. C. Charles, J. L. Gay-Lussac. Escala de temperaturas absolutas. Ecuación de estado de los gases; concepto de gas ideal. Ecuación de estado y densidad de gases. Soluciones gaseosas, ley de J. Dalton, concepto de presión parcial y de fracción molar. Difusión de gases. Gases reales. Ecuación de van der Waals. Isotermas y estados críticos. Ecuación del virial, estados correspondientes.

Unidad 7: SOLUCIONES

Constituyentes de las soluciones. Solubilidad e interacción soluto - solvente. Curvas de solubilidad. Formas de expresar las cantidades relativas de soluto y de solvente: concentración: molaridad, molalidad, fracción molar. Solutos que se disocian. Propiedades coligativas de las soluciones de solutos no volátiles. Variación de la presión de vapor, ascenso ebulloscópico, descenso crioscópico, presión osmótica.

Unidad 8: CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

Reactivos y productos. Concepto de velocidad de reacción. Factores que la modifican, energía de activación. Orden de reacción, reacciones de 1^{er} y 2^o orden, tiempo de reducción a la mitad. Catalizadores positivos y negativos. Características. Aplicaciones, efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción (Arrhenius). Concepto de equilibrio. Ley de acción de masas. Constantes de equilibrio. Principio de Le Châtelier. Termoquímica: calores de reacción, ley de Hess.

IV-Estrategias de enseñanza

Clases expositivas; resolución de problemas en clase; Se realizarán trabajos prácticos de laboratorio.

V-Recursos

Guía de actividades de situaciones-problema
Guía de trabajos experimentales
Laboratorio de Química.
Materiales de laboratorio

VI-Modalidad de evaluación y condiciones de aprobación de la materia

Para aprobar la asignatura el alumno deberá cumplir con la aprobación de las instancias de evaluaciones parciales y con un mínimo del 75% de asistencia a clase.

En el caso de materias con posibilidad de promoción, los alumnos que obtuviesen una calificación mínima de 7 (siete) puntos en cada una de las evaluaciones parciales (sin rendir recuperatorio) obtendrán la aprobación de la asignatura, cuya nota final consistirá en el promedio simple de las calificaciones de las evaluaciones parciales.

Los alumnos que, habiendo aprobado las evaluaciones parciales con un mínimo de 4 (cuatro) puntos o bien reprobado una de las dos instancias evaluatorias parciales pero aprueben luego el recuperatorio correspondiente, no alcanzarán la promoción pero podrán rendir examen final de la asignatura en los 11 (once) turnos de exámenes finales consecutivos posteriores a la aprobación de la cursada. En este caso se consignará como nota final al promedio simple entre la nota de aprobación de la cursada (promedio de las calificaciones de las evaluaciones parciales aprobadas) y la calificación obtenida en el examen final regular.

En el caso que el alumno haya aprobado las instancias de evaluación y no requiera recuperar, podrá optar por rendir el examen final regular en la fecha prevista para el examen recuperatorio o bien en la fecha prevista para el examen final regular (una de las dos).

Los alumnos que rindan el examen final en la etapa de previos, la nota final a consignarse será exclusivamente la obtenida en dicha instancia de evaluación.

Condiciones de aprobación del examen final:

- La aprobación del examen final, el cual podrá ser oral y/o escrito, en el que se evaluarán todos los temas y bibliografía del programa de la materia, deberá contar con una calificación mínima de 4 puntos, equivalente al 60% de los contenidos del examen resuelto en forma correcta.
- Honestidad Académica: Los actos de deshonestidad académica o cualquier situación de indisciplina serán sancionados según el régimen disciplinario correspondiente.

VII-Normas de seguridad

El trabajo en laboratorios y talleres debe llevarse a cabo respetando las normas de seguridad obligatorias. La aprobación de la cursada/materia estará sujeta al cumplimiento de las mismas, ya que son el principal factor de riesgo en las actividades de los alumnos, docentes, investigadores o técnicos.

Utilizar siempre los Equipos de Protección Individual que se requiera (consultar procedimientos o protocolos de trabajo), por ejemplo protección ocular (anteojos gafas/pantallas faciales), guantes de vinilo y guardapolvo.

VIII-Cronograma tentativo

Clase	Detalle
1	Introducción: Conceptos básicos. Sistemas materiales - Lectura: Cap. 1 Chang.
2	Estructura de la materia. Modelos atómicos - Lectura: Caps. 2 y 7 Chang.
3	TP LAB: T.P. <i>Seguridad en los laboratorios. TP Balanza y calibración.</i> Modelos atómicos. Clasificación periódica - Lectura: Caps. 7 Chang.
4	Clasificación periódica – Fórmulas y Nomenclatura - Lectura: Caps. 8
5	Fórmulas y Nomenclatura - Estequiometría
6	TP LAB: T.P. <i>Separación de mezclas</i> - Estequiometría
7	Estequiometría - Lectura: Cap. 3 Chang -
8	Repaso - Simulacro 1er parcial
9	1° EVALUACIÓN PARCIAL
10	TP LAB: T.P. <i>Reacciones químicas</i> Enlaces químicos - Lectura: Caps. 9 y 10 Chang
11	Soluciones – Prop. Coligativas – Lectura: Cap. 12 Chang
12	TP LAB: T.P. <i>Soluciones</i> Gases - Lectura: Cap. 5 Chang.
13	Equilibrio químico - Lectura: Cap. 14 Chang. -
14	Equilibrio químico - Simulacro 2do parcial
15	2° EVALUACIÓN PARCIAL

16	TP LAB: <i>T.P. Gases y TP Cinética química</i> - Cinética
17	RECUPERATORIO/ FINAL ANTICIPADO
FINAL	EXAMEN FINAL/RECUPERATORIO

IX-Bibliografía

Básica

- Chang R. - Química – 9na Edición - México - McGraw-Hill Interamericana – 2007, 1064 p., ISBN 9789701061114
- Atkins P. W. - Química General – Barcelona – Omega 1999., 1018 p., ISBN 9788428211819
- Mahan B. M., Myers R. J. - Química - Curso Universitario – Wilmington - Addison-Wesley Iberoamericana S. A. – 1990, 950 p., ISBN 9780201644197

Complementaria

- Bermejo M. F., Bermejo M. A., Paz C. M., Paz A. I. - Mil Problemas Resueltos de Química General y sus Fundamentos Teóricos - Madrid - Paraninfo – 1995, 494 p., ISBN 9788428322379
- Brown Th. L., LeMay H. E. Jr. y Bursten B. E. - Química, la Ciencia Central - México - Prentice-Hall Hispanoamericana – 1991, 1159 p., ISBN 9789688802908
- Burns R. - Fundamentos de Química - México - Prentice-Hall Hispanoamericana – 1996, 664 p., ISBN 9789688806289
- Frey P. R. - Problemas de Química - México - Compañía Editora Continental S. A – 1991, 319 p., ISBN 9789682600739
- Keenan C. W., Kleinfelter D. C. y Wood J. H. - Química General Universitaria - México - Compañía Editora Continental S. A. – 1994, 937 p., ISBN 9789682604744
- Long G. G. y Hentz F. C. - Química General - Problemas y ejercicios - Wilmington - Addison-Wesley Iberoamericana S. A. – 1991, 400 p., ISBN 9780201629514
- Mortimer C. E. - Química - México - Grupo Editorial Iberoamérica S. A. – 1994, 789 p., ISBN 9789687270104
- Sorum C. H., Boikes K. S. - Cómo Resolver Problemas de Química General - Madrid - Paraninfo – 1990, 406 p., ISBN 9788428312721
- Whitten K. W., Gailey K. D., Davis R. E. - Química General - Madrid - McGraw-Hill – 1998, 1121 p., ISBN 9788448113865

Material disponible en Internet

- University of California Los Ángeles [en línea]. [consulta 24 nov. 2013]
<http://www.chem.ucla.edu/VL/Academic.html>
- Red Latinoamericana de Química [en línea]. [consulta 24 nov. 2013] <http://www.relaq.mx>