PROGRAMA ANALÍTICO

DEPARTAMENTO: QUÍMICA
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS, FÍSICO-QUÍMICAS Y NATURALES

CARRERA: INGENIERÍA QUÍMICA

ASIGNATURA: QUÍMICA GENERAL

CÓDIGO: 9120

AÑO ACADÉMICO: 2018

PLAN DE ESTUDIO: 1994

UBICACIÓN EN EL PLAN DE ESTUDIO: 1ER. CUATRIMESTRE DE 1ER. AÑO

DOCENTE A CARGO: Dr. Carlos Chesta – Profesor Titular Exclusivo
Dra. Cecilia Pagliero – Profesora Asociada Exclusiva

EQUIPO DOCENTE: Dr. Carlos Chesta – Profesor Titular Exclusivo
Dra. Cecilia Pagliero – Profesora Asociada Exclusiva
Dr. Carlos Suchetti–Jefe de Trabajos Prácticos Semi-Exclusivo
Dr. Daniel Heredia – Ayudante de Primera Simple
Dra. Claudia Solis – Ayudante de Primera Simple

RÉGIMEN DE ASIGNATURAS:

Aprobada	*Regular*
-	-

ASIGNACIÓN DE HORAS:

Semanales: 10

Totales → Teóricas: 52.5
Totales → Prácticas → Resolución de problemas: 45
Prácticas → Laboratorio: 52.5
Prácticas → Proyecto: -
Prácticas → Trabajo de campo: -

CARÁCTER DE LA ASIGNATURA: Obligatoria

Objetivos

Las actividades se planifican con el propósito de lograr en los alumnos aprendizajes significativos inherentes a la Ciencias Químicas. Se pretende que a la finalización del curso el alumno sea capaz de:

I) Comprender e interrelacionar los conceptos fundamentales de la química, de modo que sea le posible la construcción sobre sus bases de nuevos conocimientos, y su aplicación a nuevas situaciones.

II) Explicar y predecir procesos químicos y fisicoquímicos elementales, basándose en sus conocimientos sobre propiedades periódicas, estructura atómica y estructura molecular.

III) Posea habilidades y experiencia en el trabajo de laboratorio, y fundamentalmente que integre los conocimientos teóricos con los resultados experimentales observados.

IV) Que sea capaz de analizar y comunicar de resultados experimentales obtenidos en el laboratorio. Además que posea aptitudes que le permitan la resolución de problemas hipotéticos, en base a la elaboración propia de los conocimientos adquiridos.

CONTENIDOS:

CAPITULO 1: LAS HERRAMIENTAS DE LA QUIMICA
La ciencia y sus métodos. El estudio de la Química. Algunas definiciones básicas. Materia. Masa y peso. Sustancias y mezclas. Propiedades físicas y químicas. Átomos y moléculas. Elementos y compuestos. Los elementos químicos y la tabla periódica. Estados de la materia. Medición. Unidades de medición. Unidades SI. Unidades SI derivadas. Escalas de temperatura. Manejo de números. Notación científica.

CAPITULO 2: ATOMOS, MOLECULAS, IONES
Teoría atómica: de las primeras ideas a John Dalton. Estructura del átomo. El electrón. Rayos X y radiactividad. El protón y el núcleo. El neutrón. Relaciones de masas de los átomos. Número atómico, número de masas e isótopos. Masa atómica. Masa atómica promedio. Masa molar de un elemento y número de Avogadro. Moléculas: átomos en combinación. Moléculas y fórmulas

químicas. Masa molecular. Iones y compuestos iónicos. Nomenclatura de compuestos inorgánicos. Compuestos iónicos. Compuestos moleculares. Ácidos y bases. Hidratos. Compuestos inorgánicos comunes.

CAPITULO 3: LA TEORÍA CUANTICA. ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ATOMOS
De la Física Clásica a la Teoría Cuántica. Propiedades de las ondas. Radiación electromagnética. Teoría cuántica de Planck. El efecto fotoeléctrico. Teoría de Bohr del átomo de hidrógeno. Espectros de emisión. Espectro de emisión del átomo de hidrógeno. La naturaleza dual del electrón. Mecánica cuántica. Aplicación de la ecuación de Schrödinger al átomo de hidrógeno. Números cuánticos. El número cuántico principal. El número cuántico de momento angular. El número cuántico magnético. El número cuántico de spin-electrónico. Orbitales atómicos. Las energías de los orbitales. Configuración electrónica. El Principio de exclusión de Pauli. El efecto de apantallamiento en átomos poli-electrónicos. Regla de Hund. Reglas generales para asignar electrones a orbitales atómicos. El principio de construcción progresiva.

CAPITULO 4: RELACIONES PERIODICAS ENTRE LOS ELEMENTOS
Desarrollo de la tabla periódica. Clasificación periódica de los elementos. Representación de los elementos libres en las ecuaciones químicas. Configuraciones electrónicas de cationes y aniones. Variaciones periódicas de las propiedades físicas. Carga nuclear efectiva. Radio atómico. Radio iónico. Variación de propiedades físicas a lo largo de un período. Predicción de propiedades físicas. Energía de ionización. Energías de ionización de átomos poli-electrónicos. Afinidad electrónica. Variación de las propiedades químicas. Tendencias generales de las propiedades químicas. Propiedades químicas de los grupos individuales. Número de oxidación.

CAPITULO 5: ENLACE QUÍMICO. CONCEPTOS BÁSICOS
Símbolos de puntos de Lewis. Elementos que forman compuestos iónicos. Iones poli-atómicos. La energía reticular y las fórmulas de los compuestos iónicos. El enlace covalente. Comparación entre las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes. Electronegatividad. Electronegatividad y número de oxidación. Escritura de las estructuras de Lewis. Carga formal y estructura de Lewis. Fuerza del enlace covalente. 1 clase

CAPITULO 6: LAS FUERZAS INTERMOLECULARES. LOS LIQUIDOS Y SOLIDOS. La Teoría cinético-molecular de líquidos y sólidos. Fuerzas intermoleculares. Fuerzas dipolo-dipolo. Fuerzas ión-dipolo. Fuerzas de dispersión. Fuerzas de Van der Waals y radios de van der Waals. El enlace de hidrógeno. El estado líquido. La estructura y propiedades del agua. Estructura cristalina.

CAPITULO 7: ECUACIONES QUÍMICAS Y REACCIONES EN DISOLUCIÓN ACUOSA.
Composición porcentual en masa de los compuestos. Leyes de la combinación química. Fórmula molecular. Fórmula empírica. Determinación experimental de fórmulas empíricas. Determinación de fórmulas moleculares. Ecuaciones químicas. Escritura de ecuaciones

químicas. Balanceo de ecuaciones químicas. Propiedades de las disoluciones acuosas. Electrolitos y no-electrolitos. Reacciones de precipitación. Reacciones ácido-base. Cantidades de reactivos y productos. Reactivo limitante. Rendimientos de las reacciones. Concentración y dilución de disoluciones

CAPITULO 8: EL ESTADO GASEOSO

Sustancias que existen como gases. Presión de un gas. Las leyes de los gases. Relación presión-volumen: ley de Boyle. Relación temperatura-volumen: ley de Charles y Gay Lussac. La relación volumen-cantidad: Ley de Avogadro. La ecuación del gas ideal. Cálculos de densidad. La masa molar de una sustancia gaseosa. Estequiometría con gases. Ley de Dalton de las presiones parciales. La teoría cinética molecular de los gases. Aplicación de las leyes de los gases. Distribución de velocidades moleculares. Trayectoria libre media. Ley de Graham de la difusión y efusión. Desviación del comportamiento ideal.

CAPITULO 9: EQUILIBRIO FÍSICO ENTREFASES.

Equilibrio Físico. Equilibrio entre fases. Cambios de fase. Equilibrio líquido-vapor. Calor de evaporación y punto de ebullición. Equilibrio sólido-líquido. Equilibrio sólido-vapor. Diagramas de fase. Agua. Dióxido de carbono. Regla de las fases. Mezclas y Soluciones: Leyes empíricas de Raoult y Henry. Solubilidad. Propiedades coligativas.

CAPITULO 10: TERMOQUIMICA

Algunas definiciones. Cambios energéticos en las reacciones químicas. Energía de disociación del enlace y energía de enlace. Calorimetría. Calor específico y capacidad calorífica. Calorimetría a volumen constante. Calorimetría a presión constante. Entalpía estándar de formación y reacción. Calor de solución y dilución. La primera ley de la termodinámica. Trabajo y calor. Entalpía.

CAPITULO 11: CINETICA QUIMICA

La velocidad de una reacción. Las leyes de la velocidad. Determinación experimental de la ley de la velocidad. Relación entre las concentraciones de los reactivos y el tiempo. Reacciones de primer orden. Reacciones de segundo orden. Dependencia de las constantes de velocidad con la energía de activación y la temperatura. La teoría de las colisiones en cinética química. La ecuación de Arrhenius. Mecanismos de reacción. Leyes de velocidad y etapas elementales. Fundamento experimental de los mecanismos de reacción. Catálisis. Catálisis heterogénea. Catálisis homogénea. Catálisis enzimática.

CAPITULO 12: EQUILIBRIO QUIMICO

El concepto de equilibrio. Equilibrio químico. La magnitud de la constante de equilibrio. Formas de expresar las constantes de equilibrio. Equilibrios homogéneos. Equilibrios heterogéneos. La forma de K y la ecuación de equilibrio. Relación entre cinética química y equilibrio químico. Qué información proporciona la constante de equilibrio? Predicción de la dirección de una reacción.Cálculodelasconcentracionesdeequilibrio.Factoresqueafectanelequilibrio

químico. Principio de Le Chatelier. Cambios en concentraciones. Cambios en el volumen y la presión. Cambios en la temperatura. El efecto de un catalizador. Resumen de los factores que pueden afectar la posición del equilibrio.

CAPITULO 13: ACIDOS Y BASES. PROPIEDADES GENERALES
Ácidos y bases de Brönsted. Par conjugado ácido-base. El protón hidratado. La auto-ionización del agua y la escala de pH. El producto iónico del agua. Fuerza de ácidos y bases. La estructura molecular y la fuerza de los ácidos. Ácidos binarios. Ácidos ternarios. Algunas reacciones ácido-base típicas. Reacciones de ácidos fuertes con bases fuertes. Reacciones de ácidos débiles con bases fuertes. Reacciones de ácidos fuertes con bases débiles. Reacciones de ácidos débiles con bases débiles. Óxidos ácidos, básicos y anfóteros. Hidróxidos básicos y anfóteros. Ácidos y bases de Lewis.

CAPITULO 14: EQUILIBRIOS ACIDO-BASE.
Ácidos débiles y constantes de ionización ácida. Cuánto se puede ignorar la ionización del agua?. Porcentaje de ionización. Bases débiles y constantes de ionización básica. La relación entre las constantes de ionización de pares conjugados ácido-base. Propiedades ácido-base de las sales. Sales que producen disoluciones neutras, básicas y ácidas. Sales en las que se hidrolizan el anión y el catión. El efecto del ion común. Disoluciones amortiguadoras. Preparación de una disolución amortiguadora con un pH específico. Titulaciones de un ácido fuerte con una base fuerte. Titulaciones de un ácido débil con una base fuerte. Titulaciones de un ácido fuerte con una base débil. Indicadores ácido-base.

TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO

1) Material de Laboratorio. Normas de Seguridad. Preparación de soluciones.
2) Clasificación y balanceo de ecuaciones químicas.
3) Preparación de soluciones. Molaridad y molalidad. Formación de sales neutras
4) Gases. Determinación del peso atómico de un metal
5) Propiedades Coligativas.
6) Calorimetría.
7) Cinética Química. Estudio de la velocidad de descomposición del agua oxigenada catalizada por ioduro de potasio.
8) Equilibrio químico.
9) Equilibrio de disociación de ácidos y bases, pH y soluciones reguladoras.
10) Soluciones reguladoras

MODALIDAD DE EVALUACIÓN:

Se utiliza un sistema de evaluación asociado a un régimen de promoción. Se toman tres exámenes parciales. Cada parcial equivale a 100 puntos. Total: 300puntos.
Condiciones de Regularidad

Los alumnos lograrán la condición de regular habiendo conseguido:

a) Aprobar los tres exámenes parciales en primera o segunda (recuperatorio) instancia. El alumno podrá acceder a una instancia recuperatoria por cada parcial. Un parcial se considera aprobado si el estudiante ha conseguido reunir más de 50 puntos sobre los 100 posibles (50%).
b) Aprobar el 80 % de los cuestionarios de laboratorio. Los ausentes se contabilizarán como cuestionarios desaprobados.
c) Asistir al 80 % de las clases de problemas.

Para lograr la aprobación final de la materia, los alumnos regulares deberán aprobar posteriormente un examen final, en forma oral ante tribunal evaluador, en las fechas y turnos establecidos por la Facultad de Ingeniería en el Calendario Académico.

Condiciones de Promoción
Los alumnos lograrán la promoción habiendo conseguido:

a) Aprobar los tres exámenes parciales con una calificación promedio de siete puntos (sin registrar instancias evaluativas de aprobaciones con notas inferiores a cinco puntos).
b) Un estudiante que no hubiere alcanzado la nota mínima de cinco puntos, tendrá derecho a recuperar cada instancia evaluativa, definida como requisito para la obtención de la promoción, cualquiera sea la calificación obtenida. (Resol. C.S. nº 120/17).
c) Aprobar el 80% de los cuestionarios de laboratorio. Los ausentes se contabilizarán como cuestionarios desaprobados.
d) Asistir al 80% de las clases de problemas.
e) Haber aprobado un coloquio oral integrador (a final de cuatrimestre). Los alumnos que no aprueben éste coloquio, pasarán automáticamente a la condición de regular.

Los alumnos promovidos están exentos del examen final.

EVALUACIÓN FINAL

La modalidad de examen final para los alumnos regulares es de presentación oral ante el tribunal evaluador.

Los alumnos que presenten el examen en condición de libres deberán superar un examen escrito sobre los aspectos prácticos de la asignatura, un examen oral sobre conceptos fundamentales ante el tribunal evaluador y un examen sobre los temas y metodologías abordadas en los laboratorios.

HORARIOS DE CLASES:

Martes: Prácticos 10 a13 hs.
Miércoles: Teóricos de 8 a 11 hs.
Viernes: Laboratorios de 8 a12 hs. Dpto. de Química, Fac. de Ciencias Exactas

HORARIOS DE CONSULTA:

Lunes de 15 a17 hs. (C. CHESTA)
Viernes de 12 a 14 hs. (C. PAGLIERO)
Lunes de 15 a 17 hs. (C. SUCHETTI)
Lunes de 15 a 17 hs. (D. HEREDIA)
Lunes de 15 a 17 hs. (C. SOLIS)

CRONOGRAMA DE ACTIVIDADES:

S	Lunes	Problemas (martes 10-13)	Teórico (miércoles 8-11)	jueves	Laboratorios (viernes 8-12)	Tema
1 Mar 12-16		T1: estructura atómica	T1: estructura atómica		T1: estructura atómica T2: Tabla periódica	
2 Mar19-23		G1: Estructura atómica	T2: Tabla periódica T3: Enlaces		G1: Estructura atómica G2: Tabla periódica y enlaces	
3 Mar 26-30		G2: Tabla periódica y enlaces G3: Nomenclatura y formación de compuestos y número de oxidación.	T3: Enlaces T4: Estados de la materia. Fuerzas intermoleculares	Feriado	Feriado	
4Abr, 2-6	Feriado	T5: Peso atómico y molecular T6: Soluciones	T7: Estequiometría T8: Gases ideales y reales		G3: Nomenclatura y formación de compuestos y número de oxidación.	
5 Abr9-13		G4: Pesos atómicos y moleculares.	T8: Gases		L1: Material Laboratorio y seguridad	
6 Abr16-20		[redacted]	[redacted]		T8: Gases	[redacted]
7Abr 23-27		G5: Soluciones G6-Estequimetría	[redacted]		L2: Redox	[redacted]
8 Abr 30-May 04	Feriado	Feriado	[redacted]		G6-Estequimetría G7: Gases	[redacted]
9 May 7-11		T10: Propiedades coligativas T11: Termoquímica	G7: Gases G8: Propiedades coligativas		G8: Propiedades coligativas G9: Termoquímica	

10 May 14-18		[redacted]	[redacted]	L3: Soluciones	[redacted]
11 May 21-25		T12: Cinética	T13: Equilibrio químico	Feriado	
13 May 28-1		G10: Cinética	G11: Equilibrio químico	L4: Masa atómica	
14 Jun 4-8		T14: Equilibrio Acido-Base	G11: Equilibrio químico G12: Equilibrio Acido-Base	L5: Calorimetría	
15Jun 11-15		G12: Equilibrio Acido-Base	[redacted]	L6: Cinética	
16 Jun 18-22		[redacted]		L7: Equilibrio	[redacted]
17 Junio 25-29	[redacted]		[redacted]	[redacted]	

BIBLIOGRAFÍA:.

Título	Autor/s	Editorial	Año de Edición	Ejemplares Disponibles
Química: la ciencia central. 9a ed.	Brown, Theodore L.; LeMay. H.Eugene; Bursten, Bruce E.; Burdge, Julia R.	Prentice Hall - México	2004	12
Experimentación en química general	MartinezUrreaga, Joaquin - Narros Sierra, Adolfo - De la Fuente Garcia-Soto, Maria del Mar - Pozas Requejo, Frutos - Dias Lorente, Victor Manuel	Paraninfo - Madrid	2006	2
Principios de química: los caminos del descubrimiento 3a ed.	Atkins, Peter William - Jones, Loretta	Editorial Medica Panamericana - Buenos Aires	2006	11

Química - 9a ed.	Chang, Raymond	Mc Graw Hill México.	2007	11
Química: la ciencia central. 11a ed.	Brown, Theodore L.; LeMay. H.Eugene; Bursten, Bruce E.; Burdge, Julia R.	Prentice Hall - México	2009	2
Química General	Chang, R	Mc Graw Hill Interamericana	2007	60
Química General. Versión Breve	Chang, R	Mc Graw Hill Interamericana	1999	25
Temas de química general	Angelini, M.; Baumgartner, E.; Benitez, C.; Bulwik, M.	Eudeba	1993	5
Temas de química general : versión ampliada	Angelini, M.; Baumgartner, E.; Benitez, C.; Bulwik, M.	Eudeba	1994	3
Temas de química general	Angelini, M.; Baumgartner, E.; Benitez, C.; Bulwik, M.; Crubellati, R.; Landau, L.; Lastres Flores, L.; Puchan, M.; Servant, R.; Sileo,	Eudeba	1998	8
Química General	Longo, Frederick	McGraw-Hill	1991	6
Química General	Becker, Ralph Sherman; Wentworth, Wayne E.	Reverte	1977	2
Química	Sienko, Michell J.; Planes, Robert A.	Aguilar	1982	16
Química : curso universitario	Mahan, Bruce H.; Myers, Rollie J.	Addison-Wesley	1990	6
Química : la ciencia central	Brown, Theodore L.; LeMay. H.Eugene; Bursten, Bruce E.; Burdge, Julia R.	Prenticel hall	2004	8

Firma Docente Responsable
Dr. C. A. Chesta

Firma Secretario Académico