

CÓDIGO DE ASIGNATURA

1029

ASIGNATURA: Química General

JEFE DE CÁTEDRA: Liliana Aranibar

AÑO: 2016

CARGA HORARIA: 4

OBJETIVOS:

- Ante el avance de la tecnología y el requerimiento de ingenieros con más alto grado de especialización, el dominio de las ciencias básicas es fundamental en la formación del estudiante, lo que asegurará su inserción en el campo laboral.
- Es por esto que la Universidad debe formar ingenieros con actitud crítica, capacidad creadora y una fuerte disposición a la actualización permanente.
- Por todo esto la enseñanza de la Química no solo debe tener una fuerte base teórica sino también debe apoyarse en la formación experimental.
- La Química utiliza herramientas impartidas en otras asignaturas como Análisis Matemático y Física para la comprensión de modelos químicos como así también en la resolución de problemas
- Esta asignatura debe contribuir a la formación del pensamiento lógico del estudiante para que logre desarrollar su autonomía profesional.
- Analizar, comprender y aplicar las leyes de las Ciencias Químicas.
- Desarrollar habilidad en la aplicación de las técnicas en la resolución de problemas y en la interpretación de modelos
- Formar una base conceptual sólida, integrada y generalizada de los contenidos mínimos especificados previamente para la materia.
- Introducir a los alumnos en el empleo de técnicas de laboratorio como herramientas específicas para la investigación científica
- Contribuir a desarrollar las capacidades de abstracción, generalización y particularización y fortalecer el pensamiento deductivo
- Con los cambios de paradigma generado por las nuevas tecnologías se hace necesario cambios en la metodología de enseñanza. Una de estas herramientas: Las aulas virtuales o también llamados entornos virtuales de aprendizaje. Estas nos permiten, que el alumno alcance un grado de independencia tal, que le

permita convertirse en protagonista de su propio aprendizaje. Y favorecen el aprendizaje colaborativo

- Desarrollar la competencia de la comunicación tanto escrita como oral y literal en forma clara. Comprender las fórmulas químicas
- Desarrollar la competencia de la información, definir el problema, recabar o localizar información suficiente, discernir lo relevante, identificar alternativas para resolver el problema, desarrollar estrategias y evaluar ventajas y desventajas
- Estimular la capacidad de relacionarse con los demás en un ambiente de respeto y comprensión mutua, como factor positivo en el proceso educativo y como antecedente tanto para el ámbito profesional futuro como para el papel social del ingeniero. Compartir y organizar tareas, responsabilizarse por los actos propios y sus consecuencias.

CONTENIDOS MÍNIMOS:

Sistemas materiales. Teoría atómica molecular y clásica. Estructura de la Materia. Estructura atómica y tabla periódica. Enlace químico. Metales y No Metales. Capacidad de combinación de las unidades elementales. Estequiometría. Estados de agregación de materias: gases, líquidos y sólidos. Propiedades y Leyes. Termodinámica química. Equilibrio químico. Equilibrio iónico. Teorías ácido-base. Cinética básica. Cinética Química. Equilibrios en solución. Electroquímica. Celdas electrolíticas. Celdas voltaicas. Materiales de interés industrial: aleaciones, polímeros y catalizadores.

PROGRAMA ANALÍTICO:

Unidad 1. La materia y los sistemas materiales.

Sistemas materiales. Concepto de materia y energía. Propiedades de los sistemas materiales. Clasificación: Sistemas homogéneos y heterogéneos. Fase. Métodos separativos y de fraccionamiento. Concepto de sustancias puras, simples y compuestas. Noción de elemento. Mezclas y soluciones: Diferencias. Estados de agregación de la materia. Transformaciones entre estados. Diferencia entre transformación física y química.

Unidad 2. Estructura Atómica

Teoría atómica molecular y clásica. Imagen moderna del átomo: Modelo de Rutherford - Bohr. Partículas fundamentales que componen el átomo. Nociones sobre estructura electrónica. Postulado de De Broglie. Principio de incertidumbre de Heisenberg. Mención del modelo cuántico - probabilístico de Schrödinger y concepto de orbital atómico.

Unidad 3. Estructura electrónica y clasificación periódica.

Definiciones: Unidad de masa atómica. Número atómico y número másico. Isótopo. Masa molar. Clasificación periódica de los elementos químicos. Criterio moderno de clasificación. Estructura atómica y Tabla Periódica. Períodos y grupos, sus características. Algunas propiedades periódicas: Potencial de ionización, radio atómico, afinidad

electrónica y electronegatividad. Grandes grupos sobre la Tabla: Metales, No metales y gases nobles. Elementos químicos esenciales y elementos químicos tóxicos.

Unidad 4. Enlaces químicos.

Capacidad de combinación de las unidades elementales. Unión química: Características. Uniones entre átomos: Propuesta de Lewis y regla del octeto. Uniones iónicas y covalentes. Clasificación según la escala de electronegatividades de Pauling. La unión metálica y la conducción eléctrica. Los semiconductores. Importancia de éstos en la informática y en la transferencia de información. Uniones intermoleculares: Distintos casos y su relación con las propiedades de las sustancias. Caso del agua. Geometría espacial de las moléculas. Iones: Sus características. Estados de agregación de materias : gases líquidos y sólidos. Propiedades y leyes. Viscosidad, tensión superficial y presión de vapor. Materiales de interés industrial: Aleaciones

Unidad 5. Magnitudes atómico – moleculares

Leyes gravimétricas: Lavoisier, Proust. Hipótesis de Avogadro. Concepto de átomo y molécula. Número de Avogadro. Concepto de mol.

Unidad 6. Nomenclatura.

Concepto de número de oxidación Utilidad para la asignación de fórmulas de compuestos. Funciones químicas inorgánicas: Óxidos básicos y óxidos ácidos. Hidróxidos. Oxoácidos. Hidrácidos. Hidruros. Sales. Ejemplos. Nomenclatura de los distintos compuestos mencionados, forma tradicional y forma racional según IUPAC.

Unidad 7. Estequiometría.

Estequiometría y balance de masas. Igualación de ecuaciones: Métodos por inspección y algebraico. Conceptos de reactivo limitante, pureza de reactivos, rendimiento y reactivo en exceso. Ejemplos de resolución y cálculo para situaciones problemáticas de aplicación en la industria.

Unidad 8. Soluciones.

Soluciones: Solute y solvente. Formas de expresar la concentración: Porcentajes en peso y en volumen, partes por millón, molaridad, molalidad. Fracción molar. Solubilidad. Concepto de solución saturada, sobresaturada y no saturada. Curvas de solubilidad. Cristalización. Soluciones diluidas y concentradas. Diagrama de fases del agua. Punto triple. Propiedades coligativas.

Unidad 9. Electroquímica.

Concepto de oxidación y reducción. Reacciones redox. Método del ión electrón para igualar ecuaciones. Potencial de electrodo: Concepto. Electrodo normal de hidrógeno como referencia para elaborar la Tabla de potenciales normales de reducción. Celdas Voltaicas: Funcionamiento. Aplicación a la pila de Daniel. Sentido de circulación de iones y electrones. Signo y nombre de los electrodos. Fuerza electromotriz de la celda. Notación general para pilas. Acumulador de plomo o batería de automóvil. Celdas Electrolíticas.

Electrólisis. Funcionamiento de las celdas electrolíticas. Concepto y aplicaciones del equivalente gramo redox y el Faraday. Leyes de Faraday.

Unidad 10. Equilibrio Químico.

Cinética Básica. Cinética química; Teoría de choques. Materiales de interés industrial: Catalizadores de reacciones químicas: Su función. Velocidad de reacción. Reacción completa y reversible. Concepto de equilibrio a partir de velocidad de reacción: Ley de Guldberg y Waage. Equilibrio molecular en fase gaseosa. Su aplicación en la síntesis industrial de amoníaco y la importancia del Principio de Le Châtelier. Equilibrio iónico. Equilibrio en solución. Caso de electrolitos. Equilibrio ácido-base. Teorías ácido-base. Teoría de Arrhenius, Teoría de Brönsted - Lowry. Electrolitos fuertes y débiles. Características. Constante de equilibrio y su significado en estos casos. Ejemplos. Auto ionización del agua. Producto iónico del agua. pH y pOH.

Unidad 11. Termoquímica.

Termodinámica química. Primer Principio de la Termodinámica. La entalpía como contenido calórico de un compuesto. Conceptos de calor y temperatura. Calor de reacción. Calor de combustión. Poder calorífico de combustibles. Leyes de Lavoisier - Laplace y Hess.

Unidad 12. Química del Carbono.

Química del carbono: Principales funciones químicas. Hidrocarburos, tipos y nomenclatura. Haluros. Compuestos con oxígeno y nitrógeno: Alcoholes, éteres, ácidos, ésteres, amidas y aminas. Nomenclatura. Materiales de interés industrial: Polímeros

BIBLIOGRAFÍA

BIBLIOGRAFÍA BÁSICA

(Debe existir en Biblioteca)

Autor	Título	Editorial	Año	Edición
Petrucci, Ralph H. – Harwood, Williams S.	Química General: principios y aplicaciones modernas	Pearson Educación	2011	10º
Petrucci, Ralph H. – Harwood, Williams S.	Química General: principios y aplicaciones modernas	Prentice – Hall	1999	7º
Chang, Raymond	Química	Mc Graw Hill	2001	6º
Housecroft, Catherine E. – Sharpe, Alan G.	Química Inorgánica	Pearson Educación	2006	2º
Umland, Jean B. – Bellama, Jon M.	Química General	Thomas Nelson Surrey	2000	3º

BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA

Autor	Título	Editorial	Año	Edición
Atkins, P. W. Jones Loretta	Química: moléculas, materia, cambio	Ediciones Omega	1997	
Angellini, M, ...	Temas de Química General	EUDEBA	1998	
Garritz, Andoni Chamizo José	Química	Addison – Wesley Longman	1998	
Hein, Morris – Arena, Susan	Fundamentos de Química	International Thompson Editores	1997	

METODOLOGÍA DE ENSEÑANZA:

Principalmente la exposición del docente y la discusión de problemas específicos en clase, la realización de trabajos prácticos de laboratorio, el trabajo grupal frecuente como auxiliares del proceso de enseñanza – aprendizaje.

Utilización del campus virtual, que contiene no solo las guías de problemas y trabajos de laboratorio, sino introducciones teóricas, ejercicios resueltos, cronogramas, tablas y videos

El intercambio de ideas e información entre docentes de la cátedra constituye también un factor beneficioso y de permanente actualización en la transmisión educativa, por este motivo se realizan reuniones frecuentes con todos los integrantes de la cátedra

En el diseño de las guías de problemas se incluyen ejercicios relacionados con cada unidad

Los trabajos de laboratorios están diseñados para fortalecer los conceptos teóricos volcadas en cada clase por el docente y para fortalecer la capacidad creadora del alumno Tanto en las clases de problemas como en el laboratorio el docente está acompañado por los auxiliares docentes

Se recomienda y fomenta el uso de consultas bibliográficas y de trabajos grupales más allá de los horarios de clase asignados.

Se está tratando de implementar aulas virtuales para cada curso

Existen horarios de consulta fuera del horario del curso para todos los alumnos que estén cursando la materia o preparando el final tanto de los problemas, la teoría como de la implementación de trabajos en el laboratorio

EXPERIENCIAS DE LABORATORIO/ TALLER / TRABAJOS DE CAMPO:

T.P. Nº	Denominación
1	Sistemas Materiales
2	Teoría Atómica (ensayo con cationes)
3	Radio Iónico
4	Reacciones Químicas

5	Estequiometría
6	Volumetría
7	Soluciones: Solubilidad
8	Pila: Redox
9	Electrólisis
10	Termoquímica
11	Equilibrio Químico
12	Equilibrio Iónico en Ácidos y en Bases

METODOLOGÍA DE EVALUACIÓN:

Teniendo en cuenta que la evaluación tiene como finalidad

- Mejorar el proceso de enseñanza - aprendizaje.
- Introducir los mecanismos de ajuste y corrección adecuados.
- Modificar el plan de acción diseñado para el desarrollo del proceso.
- Programar el plan de refuerzo específico.

Se trata de cumplir mediante dos parciales, sobre teoría y problemas, y por los informes correspondientes a los trabajos prácticos. Los parciales serán corregidos por el profesor, en tanto que los informes lo serán por el auxiliar docente a cargo de las experiencias de laboratorio. Se contempla asimismo instancias de recuperación. Los alumnos tienen la posibilidad de promocionar la asignatura si obtienen notas iguales o superiores a siete en cada parcial. Aquellos alumnos que aprueben los parciales con notas entre cuatro y seis deben rendir un examen final.

Los informes de laboratorio deberán ser presentados por cada grupo en plazos prefijados. Se evaluará en el uso del lenguaje escrito, el ajuste a las pautas fijadas en la Guía de Trabajos Prácticos, la interpretación de resultados y la obtención de conclusiones, así como el empleo de medios alternativos para su confección. Cuando corresponda, el docente podrá solicitar al grupo la ampliación y/o defensa oral del informe de TP..

Los exámenes parciales serán escritos y presenciales donde se solicitará al alumno resolver un grupo de problemas, que requieran la correcta aplicación de procedimientos y de conocimiento de la teoría. En todos los casos el alumno deberá fundamentar sus afirmaciones refiriendo a los aspectos teóricos relativos al problema.

El resultado del examen parcial será puesto en conocimiento del alumno a la clase siguiente de la evaluación. En dicha ocasión el alumno podrá interiorizarse acerca de errores y aciertos que hubiere tenido, pudiendo analizarlos en conjunto con el docente, a manera de devolución.

En el examen final se le presentarán al alumno una selección de problemas de similares dificultades que los que se han desarrollado en clase. Finalizada esta etapa, cada alumno recibirá una devolución del examen por parte de miembros del tribunal, realizada en forma individual y oral. Si el tribunal examinador lo considera pertinente, puede eximir al alumno de la evaluación oral.

CRONOGRAMA ORIENTATIVO DE ACTIVIDADES

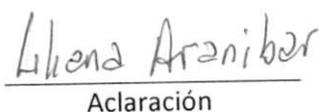
Clase	Contenido
1	Sistemas materiales .Teoría atómica molecular y clásica. Estructura de la Materia. Estructura atómica y tabla periódica.
2	Enlace químico. Enlaces interatómicos e intermoleculares. Metales y No Metales. Estados de agregación de materias: gases, líquidos y sólidos. Propiedades Materiales de interés industrial: aleaciones, polímeros y catalizadores
3	Unidades Atómicas. Concepto de Mol
4	Capacidad de combinación de las unidades elementales. Compuestos inorgánicos
5	Estequiometria -
6	Compuestos Orgánicos. Equilibrios en solución. Materiales de interés industrial: aleaciones, polímeros y catalizadores
7	1º Parcial
8	Soluciones
9	Electroquímica Celdas voltaicas. Pilas. Corrosión
10	Celdas electrolíticas. La importancia industrial de la electrólisis.
11	Termodinámica química.
12	Cinética básica. Cinética Química. Materiales de interés industrial: Aleaciones, polímeros y catalizadores
13	Equilibrio Químico en fase gaseosa. Equilibrios en solución.
14	Teorías ácido-base Equilibrio ácido-base. Concepto de pH
15	2º Parcial
16	Recuperación de Parciales

CONDICIONES DE CURSADA Y APROBACIÓN

Según lo establecido en la RHCS 054/2011 (Régimen académico integrado)

“Declaro que el presente programa de estudios de la asignatura Química General es el vigente para el ciclo lectivo 2016, guarda consistencia con los contenidos mínimos del Plan de Estudios”


Firma


Aclaración

28/03/2016
Fecha