



PROGRAMA QUÍMICA GENERAL

1.-Carreras: Ingeniería en Industrias de la Alimentación
Ingeniería Química
Bromatología
Profesorado de Grado Universitario en Química

2.-Año de vigencia: 2009

3.-Carga horaria: 105 horas

4.-Equipo de cátedra:

Profesor Titular: Dr. Ing. Raúl E. Chernikoff
Jefes de Trabajos Prácticos: Ing. Diana D. Margara
Ing. Jorge S. de Ondarra
Auxiliares docentes de 1ra.: Ing. Héctor Cácomo
Lic. Gladys Lima
Ing. Mónica A. Morant
Ing. Ma. Gabriela Merín
Ing. Ma. Carolina Martín

5.-Objetivos generales:

- Inferir los principios y leyes de la química.
- Adquirir técnicas elementales del trabajo experimental.
- Desarrollar la habilidad para resolver problemas.
- Aplicar el lenguaje específico de la disciplina.
- Expresar sus conocimientos, oralmente y por escrito, con corrección y precisión científica.
- Valorar la importancia de los conocimientos químicos en la interpretación de los fenómenos del medio ambiente.

6.-Contenidos:

Unidad temática N° 1: **QUÍMICA - Su método y sus objetivos.**

Ciencias. Clasificación. Método científico. Química. Definición y clasificación. La química como ciencia y como tecnología. Panorama de su evolución histórica.

Unidades y dimensiones de las magnitudes independientes y derivadas. Medición e incertidumbre. Incertezas o errores de medición: concepto, clasificación. Apreciación de un instrumento y estimación de una lectura. Incerteza absoluta y relativa. Forma de redondear un resultado. Análisis de cifras significativas. Métodos de cálculo aproximado. Representaciones gráficas.



Unidad temática N° 2: **LOS ASPECTOS QUÍMICOS DE LOS SISTEMAS MATERIALES.**

Transformaciones físicas y químicas de la materia. Peso equivalente. Leyes volumétricas. Teoría atómica (Dalton). Teoría molecular (Avogadro). Masa atómica relativa y masa molecular relativa. Mol. Masa molar. Constante de Avogadro. Volumen molar normal. Fórmula química. Introducción al concepto de valencia. Compuestos químicos. Nomenclatura. Reacción y ecuación química. Ajuste de ecuaciones. Estequiometría. Reactivo limitante. Rendimiento.

Unidad temática N° 3: **EL ESTADO GASEOSO: LA TEORÍA CINÉTICA.**

Propiedades de los gases. Concepto de gas ideal. Ley de Boyle y Mariotte. Ley de Charles y Gay Lussac. Temperatura absoluta. Ecuación general de los gases ideales. Mezclas de gases. Ley de las presiones parciales (Dalton). Teoría cinética de los gases: postulados. Desviaciones del comportamiento ideal: gases reales. Ecuación de van der Waals. Isotermas de Andrews. Temperatura crítica y presión crítica.

Unidad temática N° 4: **LA ESTRUCTURA ATÓMICA Y LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS.**

Descargas eléctricas en gases enrarecidos. Rayos catódicos. Rayos positivos. Rayos X. Radioactividad. Modelo de Rutherford. El neutrón. Número atómico, número másico, isótopos. Origen y aspectos comunes de la energía radiante. Espectro electromagnético. Espectros de emisión y de absorción. Series espectrales. Modelo de Bohr. Dualidad onda-partícula. Principio de incertidumbre (Heisenberg). Ecuación de onda de Schrödinger. Números cuánticos. Orbitales atómicos. Configuración electrónica. Principio de Pauli. Regla de Hund. Clasificación periódica. Primeros esquemas de clasificación. Ley de Moseley. Sistema periódico moderno. Regularidades que se observan en la tabla periódica. Radio atómico. Radio iónico. Potencial de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad. Metales, no metales y metaloides.

Unidad temática N° 5: **ENLACES QUÍMICOS.**

Enlaces químicos. Tipos de enlaces o uniones químicas. Teoría de Kossel y Lewis. Enlace iónico. Propiedades de los compuestos iónicos. Enlaces covalentes. Fórmulas electrónicas de Lewis. Regla del octeto y expansión de la capa de valencia. Enlaces múltiples de pares de electrones. Electronegatividad. Momento dipolar. Enlace metálico.

Unidad temática N° 6: **LOS LÍQUIDOS Y LOS CAMBIOS DE ESTADO**

Fuerzas intermoleculares (dipolo-dipolo, ion-dipolo, dispersión, puente de hidrógeno). Propiedades de los líquidos. Nociones de estructura cristalina. Tipos de



cristales. Sólidos amorfos. Cambios de fase. Presión de vapor. Puntos de fusión y ebullición. Diagramas de fases.

Unidad temática N° 7: **SOLUCIONES**

Concepto. Solute y solvente. Clases de soluciones. El proceso de la disolución. Soluciones de sólidos en líquidos. Soluciones no saturadas, saturadas y sobresaturadas. Variación de la solubilidad con la temperatura. Formas de expresar la concentración: unidades físicas y químicas. Soluciones de gases en líquidos. Ley de Henry. Soluciones de líquidos en líquidos. Propiedades coligativas de las soluciones diluidas. Descenso de la presión de vapor. Ley de Raoult. Ascenso ebulloscópico y descenso crioscópico. Osmosis y presión osmótica. Propiedades coligativas de soluciones electrolíticas.

Unidad temática N° 8: **VARIACIONES DE ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS**

La primera ley de la termodinámica. Cambios de energía interna. Calorimetría. Cambios de entalpía. Entalpías molares estándar de formación. Ley de Hess. Energía de enlace. Ciclo de Born-Haber. La segunda ley de la termodinámica.

Unidad temática N° 9: **EL EQUILIBRIO EN LAS REACCIONES QUÍMICAS.**

Equilibrio químico. Constante de equilibrio. La constante de equilibrio en función de las presiones parciales. Significado de la constante de equilibrio. Desplazamiento del equilibrio. Principio de Le Chatelier. Influencia de los cambios de concentración, presión y temperatura. Equilibrios en sistemas heterogéneos.

Unidad temática N° 10: **CINÉTICA QUÍMICA Y CATÁLISIS.**

Velocidad de reacción. Orden y molecularidad. Factores que influyen sobre el valor de la velocidad: naturaleza de la reacción, concentración de los reaccionantes, temperatura, presión, catálisis. Teoría de las colisiones. Teoría del complejo activado. Caminos de reacción. Catálisis. Catálisis homogénea y heterogénea.

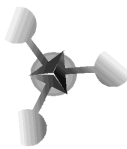
Unidad temática N° 11: **ELECTROQUÍMICA.**

Electrolitos. No electrolitos. Electrolitos primarios y secundarios. Teoría iónica de Arrhenius. Grado de disociación. Electrolitos fuertes y débiles. Reacciones redox. Concepto de oxidación y reducción. Agentes oxidantes y reductores. Semirreacciones. Ajuste de coeficientes de ecuaciones redox. Electrólisis de sales fundidas. Electrólisis de soluciones acuosas de ácidos, bases y sales. Leyes de Faraday. Pilas voltaicas y acumuladores. Potenciales normales de reducción. Ecuación de Nernst.



7.-Bibliografía

- Agafoshin, N.P. Ley periódica y sistema periódico de los elementos de Mendeleiev. Barcelona, Reverté, 1977.
- Atkins, P.; Jones, L. Principios de química. Los caminos del descubrimiento. 3a. ed. Buenos Aires, Medica Panamericana, 2006.
- Babor, J., Ibarz, J. Química general moderna. Barcelona, Marín, 1979.
- Brown, T.L.; Le May, M.E.; Bursten, B.E. Química. La ciencia central. 5a. ed. México, D.F., Prentice-Hall, 1998.
- Brescia, F.; et al. Fundamentos de química. México, D.F., CECSA, 1969.
- Chang, R. Química. 7a. ed. México, D.F., McGraw-Hill, 2002.
- Fontana, S., Norbis, M. Química general universitaria. Teoría y problemas. México D.F., Fondo Educativo Interamericano, 1983.
- Glasstone, S., Lewis, D. Elementos de química-física. Buenos Aires, Médico-Quirúrgica, 1962.
- Ganuzá, J.L. y otros. Química. Madrid, McGraw-Hill, 1991.
- Hiller, L.A., Herber, R.H. Principios de química. Buenos Aires, Eudeba, 1977.
- Mahan, B.M., Myers, R.J. Química. Curso universitario. Wilmington, Delaware, Adison-Wesley Iberoamericana, 1990.
- Moore, J.W.; Stanitski, C.L.; Wood, J.L.; Kotz, J.C. El mundo de la química. Conceptos y aplicaciones. México, Addison Wesley Longman, 2000.
- Mortimer, Ch.E. Química. México D.F., Grupo Editorial Iberoamérica, 1983.
- Pauling, L. Química general. Madrid, Aguilar, 1980.
- Tedesco, P.H. y otros. Introducción a la química. La Plata, Editorial de la U.N.L.P., 1999.
- Whitten, K.D.; Davies, R.E.; Peck, M.L. Química general. 5a. ed. Madrid, McGraw-Hill, 1998.



8.-Actividades Teóricas:

Si bien la teoría y la práctica de un tema constituyen dos aspectos inseparables del mismo, por razones organizativas (docentes, lugar de trabajo y otros) se mantiene una separación formal entre clases teóricas y prácticas. Se presta especial atención al trabajo grupal o individual del alumno para permitirle autogestionar su aprendizaje. En las intervenciones docentes se utilizan la exposición abierta y la discusión dirigida, lo que permite la participación del alumno como sujeto activo del aprendizaje. El diálogo se materializa a través del planteo de situaciones conceptualmente conflictivas que estimulan la formulación de preguntas y la libre expresión de ideas y opiniones, llevando al sujeto a reflexionar sobre su propio aprendizaje. Se busca establecer el nexo entre la química y la vida cotidiana de los alumnos analizando los contenidos y sus repercusiones sociales, económicas y ecológicas, retomando el carácter descriptivo y fenomenológico de esta ciencia, pero tratando en lo posible de mantener un adecuado equilibrio entre los fundamentos teóricos y los aspectos descriptivos sin caer en una química enciclopedista. Algunos temas se presentan con ayuda de transparencias y videos. La computadora cumple, también, un rol fundamental debido a que pone en manos de los estudiantes una herramienta de gran valor para simular y modelar sistemas o para observar experimentos imposibles de realizar en el aula o laboratorio por razones de costo o de seguridad. También se utilizan, como elementos motivadores, demostraciones sencillas a fin de ilustrar los conceptos y estimular el pensamiento crítico.

9.-Actividades Prácticas:

Estas actividades se dividen en clases de resolución de problemas y de laboratorio

La realización de actividades experimentales, algunas orientadas hacia la comprobación de leyes o principios y otras hacia el redescubrimiento, juega un papel significativo, ya que a través de ellas el estudiante se pone en contacto con la metodología básica que se utiliza en esta ciencia para describir hechos, formular leyes y solucionar problemas. Las actividades experimentales a realizar y la carga horaria asignada a las mismas son:

- Estados de agregación de la materia (2,5 h)
Determinación del volumen molar normal de un gas. Construcción de la curva de enfriamiento de una sustancia.
- Soluciones. Solubilidad. Propiedades coligativas. (2,5 h)
Preparación de soluciones de distintas sustancias en concentraciones diferentes. Trazado de la curva de solubilidad de una sustancia. Determinación de la masa molar de una sustancia aplicando propiedades coligativas.
- *Termoquímica* (2,5 h)
Determinación experimental de calores de disolución y calor de reacción.



- Velocidad de reacción (2,5 h)

Evaluación de la influencia de la concentración y la temperatura en la cinética química.

La resolución de problemas ayuda a inducir la revisión y debate de algunos conceptos básicos del tema en estudio, mostrar al alumno su utilidad para predecir el comportamiento de los sistemas químicos, enseñar a intuir resultados cualitativos, discutir desde el punto de vista químico una relación matemática entre magnitudes, utilizar correctamente el Sistema Métrico Legal Argentino y desarrollar hábitos adecuados para su resolución. Los temas a tratar y la carga horaria asignada a los mismos son:

- Átomos, moléculas, mol, volumen molar, estequiometría. (3 h)
- Pureza de muestras. concentración de soluciones. rendimiento de reacciones químicas. (6 h)
- Gases. Gases ideales. Leyes. Ecuación de van der Waals. Estequiometría con gases. (6 h)
- Estructura atómica. Propiedades periódicas. (6 h)
- Enlaces o uniones químicas (3h)
- Estado sólido, propiedades. Estado líquido, propiedades. (3 h)
- Solubilidad. soluciones, concentraciones. Estequiometría con soluciones. Propiedades coligativas. (6 h)
- Termoquímica. (3 h)
- Cinética química. Equilibrio químico molecular. (6 h)
- Electroquímica. (3 h)

10.- Metodología de Enseñanza:

Aunque las investigaciones sobre el aprendizaje y la enseñanza de la química son menos abundantes que en algunas áreas de la física, como la mecánica o el calor y la energía, existe un conjunto numeroso de estudios que acreditan la existencia de fuertes dificultades pedagógicas en el aprendizaje de esta materia, que persisten incluso después de largos e intensos períodos de instrucción (Pozo y Gómez Crespo, 1998). Los resultados recientes muestran que las ideas intuitivas de los alumnos, que vendrían determinadas por la forma en que el alumno organiza sus conocimientos a partir de sus propias teorías implícitas sobre la materia, difieren significativamente del contenido formal de las asignaturas, interfiriendo en su aprendizaje y siendo responsables, en buena parte, de la dificultad que encuentran en la misma. Por ello se trata en lo posible de llevarlos a descubrir sus errores conceptuales, de proporcionarles un número suficiente de anomalías que les creen un conflicto cognitivo que haga posible la reconsideración de tales ideas, de utilizar analogías y modelos adecuados para facilitar la comprensión de las nuevas ideas, y de aplicar técnicas de evaluación que permitan seguir el proceso de modificación conceptual, asumiendo que el



aprendizaje de la ciencia no es un proceso lineal sino la sucesión de numerosos avances y regresiones.

11.-Evaluación:

Teniendo en cuenta que la evaluación es una instancia más del proceso de enseñanza-aprendizaje se orientará hacia el dominio de lo aprendido no sólo para promover o calificar sino también para realimentar el proceso (permitiendo al estudiante rever sus errores en los casos en que algo no quedó claro o no se aprendió, y al docente, intensificar, modificar o reorientar el proceso de enseñanza-aprendizaje, detectando las dificultades de los alumnos a tiempo para subsanarlas).

a) Condiciones para lograr la regularidad

- a.1) asistir como mínimo al 70% de clases teóricas y prácticos de aula (*)
- a.2) asistir al 100% de clases prácticas de laboratorio (*)
- a.3) aprobar la carpeta de trabajos prácticos
- a.4) aprobar las dos instancias parciales teórico-prácticas o los recuperatorios correspondientes.

() el no cumplimiento de estos requisitos será contemplado en los casos debidamente justificados.*

b) Aprobación de la asignatura

De acuerdo a las reglamentaciones vigentes la aprobación de la asignatura se realizará a través de un examen final.

La asignación de la nota definitiva se hará sobre la base de un promedio ponderado para cuyo cálculo se tendrá en cuenta lo siguiente: a) el resultado de las evaluaciones parciales (30%), b) examen final (escrito de resolución de problemas: 30% y oral o escrito conceptual: 40%).

12.-Distribución de la carga horaria.

Actividades	Horas
1. Teóricas	45
2. Apoyo teórico (incluye trabajos prácticos de aula)	45
3. Experimentales (laboratorio, planta piloto, taller, etc.)	10
4. Resolución de Problemas de Ingeniería (sólo incluye Problemas Abiertos)	00
Total de Horas de la Actividad Curricular	105