



UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE INGENIERIA
en acción continua...

Facultad de Ingeniería - Universidad Nacional de Cuyo			
P1- PROGRAMA DE ASIGNATURA			
Asignatura: Química General			
Carrera: Civil			
Año: 2009	Semestre: 2º	Horas Semestre: 90	Horas Semana: 6

OBJETIVOS

Adquirir conocimientos sobre los fenómenos químicos y comprender los fenómenos naturales.
Aplicar principios, teorías y leyes de la química en la resolución de problemas específicos.
Desarrollar habilidad para manejar material de laboratorio.
Elaborar informe de trabajo.
Integrar los saberes con las distintas asignaturas de su carrera.
Interpretar fenómenos químicos en los procesos tecnológicos. y orientarlos hacia la iniciación de la investigación poniendo de relieve la funcionalidad de estos contenidos para el futuro desempeño profesional.
Tender al aprendizaje autónomo.
Estimular el trabajo cooperativo y colaborativo.
Valorar la tarea científica.

CONTENIDOS

UNIDAD 1: SISTEMAS MATERIALES. NOTACIÓN. CANTIDAD DE SUSTANCIA. NOMENCLATURA Y FÓRMULAS QUÍMICAS

1.A. Método científico.

Observación cualitativa. Observación cuantitativa. Toma de datos. Hipótesis. Teorías y leyes. Contrastación.

1.B. Medición.

Cifras significativas. Exactitud y precisión. Incertidumbre

1.C. Sistema de unidades.

El Sistema Internacional: Unidades fundamentales. El mol. La constante de Avogadro. Número de moles. Masa molar

1.D. Materia.

concepto. Propiedades de la materia. Propiedades intensivas y extensivas. Elementos, compuestos y mezclas. Separación de los componentes de las mezclas.



UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE INGENIERIA
en acción continua...

1.C. Fórmulas química y estequiometría de composición

Fórmulas químicas. Iones y compuestos químicos. nombre y fórmula de compuestos. Masas atómicas. Composición porcentual y fórmula de compuestos. Determinación de fórmulas moleculares.

UNIDAD 2. ESTRUCTURA ATOMICA Y SISTEMA PERIODICO

2.A. Partículas subatómicas.

Partículas fundamentales: descubrimiento de los electrones. Rayos canales y protones. Rutherford y el núcleo atómico. Neutrones. Número atómico. Número de masa. Isótopos. Radiactividad.

2.B. Estructura electrónica de los átomos.

Radiación electromagnética. Teoría de Bohr del átomo de hidrógeno.

Espectros de emisión. Espectros de emisión del átomo de hidrógeno.

La naturaleza dual del electrón. Los números cuánticos. Número cuántico principal. Número cuántico del momento angular. Número cuántico magnético. Número cuántico de spin electrónico. Orbitales atómicos.

Las energías de los orbitales. Configuración electrónica. Principio de Exclusión de Pauli. Diamagnetismo y paramagnetismo. Principio de Máxima Multiplicidad o Regla de Hund. El Principio de Construcción o Principio de Aufbau.

2.C. Tabla Periódica

Relaciones periódicas entre los elementos. Desarrollo de la tabla periódica. Ley de Moseley: el número atómico. Clasificación periódica de los elementos.

2.D. Propiedades periódicas de los elementos. Configuración electrónica, carga nuclear efectiva, radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

2.E. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 3. ENLACES QUÍMICOS

3.A. Enlaces químicos.

conceptos generales. Definiciones de Pauling: enlaces y tipos de enlaces. Símbolos de Lewis.

3.B. Enlace iónico.

Formación de compuestos iónicos.

3.C. Enlace covalente.

Comparación de las propiedades de los compuestos covalentes y los compuestos iónicos.

Electronegatividad y número de oxidación. Carga formal y estructura de Lewis. Regla del octeto.

Excepciones a la regla del octeto. Enlace covalente y estructura molecular. Teoría de la unión de valencia. Orbitales híbridos. Enlaces múltiples. Resonancia. Teoría de los orbitales moleculares: TOM. Teoría de la repulsión del par electrónico: RPECV.

3.D. Enlace metálico.

Modelos. Estructuras cristalinas. Propiedades.

3.E. Otras fuerzas de enlace.

dipolo inducido o instantáneo, ión-dipolo, ión-dipolo inducido y dipolo-dipolo inducido, enlace por

puente de hidrogeno y van der Waals.

3.F. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.



UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE INGENIERIA
en acción continua...

UNIDAD 4. TERMODINÁMICA QUÍMICA - TERMOQUÍMICA

4.A. Energía y sus unidades.

Energía cinética, potencial e interna. Ley de Conservación de la energía.

4.B. Primera ley de la termodinámica.

Procesos reversibles e irreversibles. Calores de reacción. Definición de calor. Procesos endotérmicos y procesos exotérmicos

4.C. Entalpía y cambio de Entalpía.

Estados estándar. Energías de enlace. Entalpía de formación. Entalpía de reacción. Entalpía de combustión. Entalpía y energía interna. Ley de Hess de la suma de calores. Espontaneidad de las reacciones químicas.

4.D. Aplicaciones de los principios de la termodinámica.

4.E. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 5. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

5.A. Estado Gaseoso.

Comparación de sólidos, líquidos y gases. Composición de la atmósfera y propiedades comunes de los gases. Presión. Ley de Boyle. Ley de Charles. Ley de Dalton de las presiones parciales. Ley de los gases ideales. Ecuación general del estado gaseoso. La constante universal de los gases o constante de proporcionalidad. Ley de difusión de Graham. Teoría cinético-molecular. Distribución de las velocidades moleculares. Gases reales. Ecuaciones de van der Waals

5.B. Estado Sólidos.

Punto de fusión. Transferencia de calor en sólido. Capacidad calorífica molar de los sólidos. Sublimación y presión de vapor de sólidos. Diagrama de fases. Sólidos amorfos y sólidos cristalinos.

5.C. Estado líquido.

Viscosidad, tensión superficial, capilaridad. Capacidad calorífica molar. Calor molar de vaporización. Presión de vapor. Punto de ebullición. Punto de congelación. Calor molar de fusión. Calor molar de vaporización y punto de ebullición: ecuación de Clausius-Clapeyron.

5.D. Curvas de calentamiento y enfriamiento.

Cambios de estado. Diagrama de fases.

5.E. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 6. SOLUCIONES. SOLUCIONES DILUIDAS. DISPERSIONES COLOIDALES.

6.A. Soluciones

Definición de solución. Terminología de las soluciones. Tipos de soluciones. Concentración de soluciones. Unidades físicas y químicas, gravimétricas y volumétricas. Conversión de unidades.

6.B. Proceso de disolución.

Espontaneidad del proceso de disolución. Disolución de sólidos en líquidos. Disolución de líquidos en líquidos. Disolución de líquidos en gases. Efecto de la temperatura en la solubilidad. Efecto de la presión en la solubilidad. Curvas de solubilidad. Soluciones saturadas,



UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE INGENIERIA
en acción continua...

sobresaturadas y diluidas.

6.C. Propiedades coligativas de las soluciones.

Propiedades coligativas de las soluciones diluidas de no electrolitos no volátiles (soluciones ideales). Variación de la presión de vapor. Variación del punto de ebullición. Variación del punto de congelamiento. Presión osmótica. Ley de Raoult: expresiones matemáticas. Soluciones no ideales, atracciones interiónicas. Soluciones de electrolitos. Factor i de van't Hoff.

6.D. Coloides.

Definiciones. Importancia de la química coloidal. Propiedades ópticas de los coloides. Propiedades eléctricas de los coloides. Preparación de las soluciones coloidales.

6.E. Resolución de ejercicios, situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 7. CINÉTICA QUÍMICA

7.A. Velocidades de reacción

Definición de velocidad. Su medición. Leyes de la velocidad.

7.B. Factores que modifican la velocidad de reacción

Naturaleza de los reactivos. Concentración de los reactivos. Expresión de la ley de velocidad. Concentración en función del tiempo. Leyes integradas. Teoría de las colisiones de la velocidad de reacción. Teoría del estado de transición. Mecanismos de reacción y expresión de ley de velocidad. Efecto de la temperatura. Catalizadores

7.C. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 8. EQUILIBRIO QUÍMICO

8.A. El concepto de equilibrio químico. Constantes de equilibrio. Constantes de Equilibrio. Escritura de las expresiones de las constantes de equilibrio. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. K_p y K_c . Información que proporciona la constante de equilibrio: predicción de la dirección de una reacción. Cálculo de las concentraciones de equilibrio.

8.B. Factores que afectan el equilibrio químico.

El Principio de Le Chatelier y el equilibrio químico. Cambios en las concentraciones de reactantes y productos. Cambios en el volumen y la presión. Cambios en la temperatura. El efecto de un catalizador.

8.C. Mecanismos de reacción.

8.D. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 9. EQUILIBRIOS IONICOS

9.A. Teorías de ácidos y bases.

Ácidos y bases de Arrhenius. Ácidos y bases de Brønsted - Lowry.

9.B. Propiedades ácido-base del agua

autoprotólisis. Constante de equilibrio: constante del producto iónico del agua. Escala de pH y pOH.

9.C. Fuerza de los ácidos y las bases.

Factores que influyen en la fuerza de los ácidos y las bases. Disociación de electrolitos débiles. Ácidos débiles y su constante de ionización ácida. Grado de ionización. Porcentaje de ionización.

Bases débiles y su constante de ionización básica.



UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE INGENIERIA
en acción continua...

9.D. Solvólisis

Hidrólisis. Sales de bases fuertes y ácidos fuertes. Sales de bases fuertes y ácidos débiles. Sales de bases débiles y ácidos fuertes. Sales de bases débiles y ácidos débiles.

9.E. Amortiguadores y curvas de titulación

Efecto del ion común y soluciones amortiguadores. Acción amortiguadora. Preparación de soluciones amortiguadoras. Indicadores ácido – base.

9.F. Curvas de titulación ácido-base: el punto de equivalencia.

Indicadores. Indicadores ácido-base.

9.G. Producto de solubilidad.

Constante del producto de solubilidad. Determinación de la constante de solubilidad.

9.H. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 10. ELECTROQUÍMICA

10.A. Reacciones redox.

Reacciones de oxidorreducción. Balanceo de las ecuaciones redox: método del ion electrón.

10.B. Celdas electroquímicas.

Notación de las celdas. Conducción metálica y electrolítica. Electrodo. Potenciales estándar de electrodo: condiciones normales electroquímicas. El electrodo normal de hidrógeno.

10.C. Celdas galvánicas.

Potenciales de celda. Potenciales de reducción. Espontaneidad de las reacciones de oxidación-reducción. Algunas celdas galvánicas prácticas.

10.D. Electrólisis.

Aspectos cuantitativos de la electrólisis. Aplicaciones prácticas de la electrólisis. Electrólisis del agua. Electrólisis de sólidos fundidos. Electrólisis de sólidos en solución.

10.E. Corrosión.

Concepto. Protección contra la corrosión.

10.F. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 11. AGUA

11.A. Agua potable

Estado natural. Ciclo del agua en la naturaleza. características, potabilización. Agua destilada.

11.B. Dureza de agua

características, clasificación y determinación de la dureza. Distintas expresiones. Ablandamiento.

11.C. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 12. QUÍMICA DEL CARBONO

12. A. Hidrocarburos

Clasificación, nomenclatura, isomería, reacciones químicas, combustibles.

12.B. Funciones químicas

Alcoholes, aldehídos, cetonas, fenoles, ácidos, aminas, amidas, éteres, y ésteres. Glúcidos y aminoácidos.



UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE INGENIERIA
en acción continua...

UNIDAD 13. POLÍMEROS NATURALES Y SINTÉTICOS.

13.A. Metales

Propiedades físicas químicas de los metales. Estructuras cristalinas y microcristalinas. Aleaciones homogéneas y heterogéneas. Soluciones sólidas. Compuestos intermetálicos. Diagramas de fases de aleaciones binarias.

13.B. Cerámicos

Propiedades físicas y químicas de los materiales cerámicos. Estructuras compactas. Clases y estructuras de los silicatos. Vidrios. Productos cerámicos de arcillas. Aglomerantes de construcción.

Trabajos Prácticos de aula

- Nº1: Materia y Energía
- Nº2: Estructura de la Materia
- Nº3: Introducción a la estequiometría
- Nº4: Sistema Periódico. Propiedades Periódicas.
- Nº5: Enlaces Químicos
- Nº6 Nomenclatura: Fórmulas Químicas.
- Nº7 Termoquímica
- Nº8: Estequiometría en Reacción
- Nº9: Estados de Agregación: Gases
- Nº10: Estados de Agregación: Líquido y Sólido
- Nº11: Soluciones- Solubilidad
- Nº12: Soluciones diluidas. Propiedades Coligativas .
- Nº13: Estequiometría en solución
- Nº14: Cinética y Equilibrio Químico
- Nº15: Equilibrio en solución: Ácido – Base.
- Nº16: Electroquímica.

Trabajos Prácticos de Laboratorio.

- Nº1: Normas de seguridad en el laboratorio. Reconocimiento de materiales. Sistemas Materiales. Separación de fases. Propiedades físicas y químicas de los materiales.
- Nº2: Reacciones Químicas
- Nº3: Soluciones. Solubilidad.
- Nº4: Soluciones diluidas. Propiedades coligativas.
- Nº5: Equilibrio en solución ácido – base.

Trabajos Prácticos Laboratorio Informático.

- Nº1: Leyes del estado gaseoso
- Nº2: Termoquímica: Reacciones Endotérmicas y Exotérmicas.
- Nº3: Cinética Química: determinación de velocidad y orden de la reacción.
- Nº3: Titulación ácido – base.
- Nº4: determinación de pH.



UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE INGENIERIA
en acción continua...

METODOLOGÍA DE ENSEÑANZA

Se utilizará una metodología de enseñanza-aprendizaje con la participación activa del alumno en clases teóricas, teórico-prácticas, y prácticas de laboratorio, con actividades individuales y grupales de discusión y análisis bibliográfico, resolución de ejercicios y situaciones problemáticas relacionadas a su especialidad que integran diversos temas.

RECURSOS Didácticos.

Bibliografía básica
Guías de trabajo de aulas.
Guías de laboratorio.
Laboratorio tradicional
Laboratorio informático
Medios audiovisuales
Filminas
Retroproyector
PC- software.

Actividad	Carga horaria por semestre
Teoría y resolución de ejercicios simples	80
Formación práctica	
Formación Experimental – Laboratorio	10
Formación Experimental - Trabajo de campo	0
Resolución de problemas de ingeniería	0
Proyecto y diseño	0
Total	90

BIBLIOGRAFÍA

Bibliografía básica

Autor	Título	Editorial	Año	Ejemplares en biblioteca
Atkins- Jones	PRINCIPIOS DE QUÍMICA. Los caminos del descubrimiento	Panamericana	2006	5
Brown, Theodore	QUÍMICA. LA CIENCIA CENTRAL 3ª Edición	Prentice Hall	1987	1
Brown, Theodore	QUÍMICA. LA CIENCIA CENTRAL 5ª Edición	Prentice Hall	1993	2



UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE INGENIERIA
en acción continua...

Brown, LeMay y Burstein	QUÍMICA. LA CIENCIA CENTRAL 9ª Edición	Pearson Educacion	2004	17
Brown, LeMay y Burstein	QUÍMICA. LA CIENCIA CENTRAL 9ª Edición	Pearson Educacion	2004	CD17
Chang, Raymond	QUÍMICA	Mc Graw Hill	1992	8
Chang, Raymond	QUÍMICA 6ª Edición	Mc Graw Hill	1999	5
Chang, Raymond	QUÍMICA 7ª Edición	Mc Graw Hill	2002	18
Chang, Raymond	QUÍMICA 9ª Edición	Mc Graw Hill	2007	8
Masterton, Slowinski y Stanitski.	QUÍMICA GENERAL SUPERIOR 6ª Edición	MC Graw Hill	1974	1
Masterton, Slowinski y Stanitski.	QUÍMICA GENERAL SUPERIOR 6ª Edición	MC Graw Hill	1989	10
Masterton, W., Hurley, C.	PRINCIPIOS Y REACCIONES 4ª Edición 2ª reimp	Thomson Editores	2003	3
Petrucchi	QUÍMICA GENERAL.	Prentice Hall	1999	1
Whitten, Davis y Peck.	QUÍMICA GENERAL 3ª Edición	Mc Graw Hill	1999	13
Whitten, Davis y Peck.	QUÍMICA GENERAL 5ª Edición	Mc Graw Hill	-	-
Whitten, Davis .	QUÍMICA GENERAL 8ª Edición	Mc Graw Hill	2008	9

Bibliografía complementaria

Autor	Título	Editorial	Año	Ejemplares en biblioteca
Atkins	QUÍMICA FÍSICA 6ª Edición	Omega	1999	2
Cotton y Wilkinson.	QUÍMICA INORGÁNICA AVANZADA	Limusa	1969	1
Levine, Ira	FÍSICO QUÍMICA. 3ª Edición	MC Graw Hill	1991	12
Levine, Ira	FÍSICO QUÍMICA. 4ª Edición Tomo I	MC Graw Hill	1996	5
Levine, Ira	FÍSICO QUÍMICA. 4ª Edición Tomo II	MC Graw Hill	1996	5
Levine, Ira	FÍSICO QUÍMICA. 5ª Edición Tomo I	MC Graw Hill	2004	3
Levine, Ira	FÍSICO QUÍMICA. 5ª Edición Tomo II	MC Graw Hill	2004	3



UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE INGENIERIA
en acción continua...

Pauling.	UNIONES QUÍMICAS.	Kapeluz	1965	2
----------	--------------------------	---------	------	---

EVALUACIONES

Se evaluará en forma continua la participación y el trabajo en clase y laboratorio. La evaluación del aprovechamiento de la materia por parte del alumno se efectuará con tres evaluaciones parciales, las cuales se aprobarán con el 60%, de acuerdo al calendario establecido.

Los alumnos que no hayan logrado el puntaje de aprobación del curso, o no hayan cumplido con alguno de los requisitos exigidos por la Cátedra y siempre que tengan al menos una evaluación parcial aprobada, podrán rendir una Evaluación Global, para su eventual aprobación del cursado.

La Evaluación Global se "Aprobará" con un mínimo de 180 puntos sobre un total de 300 puntos, para que su puntaje sea computado.

Introducción a la investigación bibliográfica. Monografía

Este trabajo es una iniciación a la investigación, de carácter esencialmente bibliográfico sobre un tema actual que involucre los conceptos de Química General y de interés particular para su especialidad. La información será obtenida de revistas especializadas, libros, e Internet, publicaciones científicas, etc. Asimismo contemplará la búsqueda de trabajos realizados sobre el tema, en diferentes centros de estudios universitarios del mundo. Se podrá acompañar con algún modelo tipo maqueta, o con láminas, u otro instrumento tecnológico adecuado.

Se desarrollará según cronograma establecido y se será supervisada por su profesor periódicamente. Dicho trabajo deberá realizarse con carácter obligatorio por parte de todos los alumnos del curso, los que podrán llevarlo a cabo en forma grupal.

Una vez concluido, deberá ser presentado correctamente encuadernado y ordenado para su defensa y aprobación.

Para lograr la regularidad de cursado de la materia, el alumno deberá aprobar al menos dos de las tres evaluaciones parciales, haber asistido como mínimo al 75% de las clases prácticas de aula y de laboratorio y obtener un puntaje no menor a setecientos (700) puntos, logrando así acceder al examen final.

El examen final será integrador, sobre la base del programa de la materia, guía de estudio y bibliografía. El mismo constará de dos instancias. En la primera se rendirá un escrito, el cuál deberá aprobarse con el 60 % para tener opción a la segunda instancia oral, en la cuál deberá defender su escrito.

La nota final se obtendrá de la ponderación de la labor realizada por el alumno durante el curso, puntaje obtenido y el examen final.



UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE INGENIERIA
en acción continua...

Evaluaciones Parciales. Unidades

Evaluación parcial 1

Fecha: 8/09/2009 Hora: 08 Aula: donde se cursa. Temario: Unidades 1, 2 y 3 completas

Evaluación parcial 2

Fecha: 13/10/2009 Hora: 08 Aula: donde se cursa. Temario: unidades: 4,5y 6 completas

Evaluación parcial 3

Fecha: 09/11/2009 Hora: 08 Aula: donde se cursa. Temario: unidades 8,9,10 y 11 completas

Examen Global

Fecha 16/11/09 Hora: 09 Aulas: a designar. Temario: incluye los mismos temas de las tres evaluaciones parciales.

Examen Final

Una vez que el alumno haya regularizado la materia deberá rendir su examen final en alguna de las fechas establecidas para la aprobación de la misma.

Examen libre

Todo alumno en condición de libre podrá acceder al examen final para una eventual aprobación de la materia, previo deberá rendir un examen escrito integrador sobre la base del programa de la asignatura, monografía y laboratorios, 24 horas antes a la fecha de examen de calendario.

PROGRAMA DE EXAMEN

El programa es abierto contempla todos los temas del mismo.