

UNIVERSIDAD NACIONAL DEL CENTRO DEL PERU
FACULTAD DE INGENIERIA QUIMICA
DEPARTAMENTO ACADEMICO DE QUIMICA, INGENIERIA Y TECNOLOGIA

SILABO

SEMESTRE ACADEMICO 2007-II

NOMBRE DE LA ASIGNATURA: QUIMICA GENERAL I CODIGO: 011B

I. INFORMACION GENERAL

- 1.1. Nombre del Profesor (Teoría) : Ing. JAIME BENJAMIN VERA RODRIGUEZ
: Ing. MENSIA SOLIS LLALLICO
- 1.2. Plan de estudios : 2001
- 1.3. Nombre del Jefe de práctica : Ing. JAIME BENJAMIN VERA RODRIGUEZ
: Ing. MENSIA SOLIS LLALLICO
- 1.4. Carácter de la asignatura : Obligatorio
- 1.5. Número de créditos : 06
- 1.6. Total de horas/semana : 08
 - 1.6.1. Horas teóricas : 04
 - 1.6.2. Horas seminario : 01
 - 1.6.3. Horas laboratorio : 03
- 1.7. Centro de prácticas : Lab. Electroquímica -Lab. 118 Pab. C
- 1.8. Fecha de inicio : 17 de Setiembre del 2007
- 1.9. Fecha de finalización : 11 de Enero del 2008.
- 1.10. Semestre : I
- 1.12. Secciones : A y B
- 1.11. Requisitos académ. asignat. : Ninguno

II. SUMILLA

Materia y energía. Propiedades físicas y químicas de la materia. Fórmulas químicas y estequiometría de composición. Tipos de reacciones químicas. La estructura de los átomos. Periodicidad química. Enlace químico. Estructura molecular. Balanceo de ecuaciones. Soluciones – calculos. Estado Gaseoso.

III. OBJETIVOS

3.1. GENERALES

El estudiante al concluir la asignatura será capaz de:

- 3.1.1. Define, relaciona y aplica conceptos básicos sobre los cambios de la materia, teniendo como base el estudio de la estructura y la naturaleza, sus propiedades y el comportamiento de la materia en las transformaciones en industria y en el medio ambiente.
- 3.1.2. Entiende los fenómenos físicos y químicos, realizar cálculos químicos, comprender su lenguaje y aplicaciones a nivel industrial.

3.2. ESPECIFICOS

3.2.1. Unidad I

- 1° Estudia las propiedades microscópicas y macroscópicas de los tres estados fundamentales de la materia-energía y las leyes que rigen el comportamiento de los mismos y su aplicación.

2° Comprueba los efectos de las fuerzas intermoleculares, naturaleza de las fuerzas de cohesión y repulsión en los tres estados mediante la determinación de sus propiedades.

Contenidos Conceptuales	Contenidos Procedimentales	Contenidos Actitudinales
Propiedades de la materia y su relación con la energía. Conocer el lenguaje químico, Conocer los principios básicos y técnicas de la materia. Conocer y comprender las propiedades fundamentales de los tres estados de agregación de la materia.	Interpreta los datos obtenidos en el laboratorio (medidas y observaciones), evaluando su significancia y relacionándolos con las teorías apropiadas Saber utilizar el lenguaje químico con rigor y precisión. Buscar información eficazmente y analizar críticamente la bibliografía.	Debatir sobre la Ciencia como conocimiento supuestamente neutral y aséptico. Apreciar el desarrollo de la Química cuando se acepta el método científico en sus estudios y experimentos.

3.2.2. Unidad II

- 1° Define e interpreta los términos químicos: Atomo, molécula, fórmula química, iones y compuestos iónicos, pesos atómicos, mol para su aplicación en la estequiometría.
- 2° Realiza cálculos de estequiometría de compuestos. Deducir y relacionar fórmula mínima con fórmula molecular
- 3° Inicia los cálculos químicos en ecuaciones químicas balanceadas, interpretando el concepto de reactivo limitante y rendimiento.

Contenidos Conceptuales	Contenidos Procedimentales	Contenidos Actitudinales
Estequiometría . Sustancias puras y mezclas. Elementos y compuestos. Nomenclatura. Propiedades físicas y químicas. Reacciones químicas. Tipos de reacciones. Ley de conservación de la masa. Ley de proporciones definidas. Cálculos estequiométricos.	Seminario: Participa en formular y nombrar compuestos inorgánicos. Usa las técnicas de laboratorio en la determinación de los cambios y propiedades de la materia Realiza cálculos estequiométricos con reacciones químicas	Disposición al planteamiento de interrogantes y al diseño de modelos explicativos. Reconocimiento de la necesidad del estudio e investigación como factor de progreso. Valoración crítica sobre los aspectos positivos y negativos que conlleva el progreso.

3.2.3. Unidad III

- 1° Conoce y relaciona las bases teórico experimentales que fundamentan la teoría atómica moderna.
- 2° Estudia la radiación electromagnética base del análisis instrumental, la teoría cuántica y factores que determinan la configuración electrónica.

Contenidos Conceptuales	Contenidos Procedimentales	Contenidos Actitudinales
Modelo atómico de Rutherford. Características básicas de las ondas. Hipótesis de Planck. Efecto fotoeléctrico. Partículas fundamentales:	Relaciona los diversos parámetros ondulatorios entre sí y obtiene unos a partir de otros. Calcula energías de radiaciones con la ecuación de Planck. Calcula órbitas y energías del electrón en ellas, según el	Observar la aplicación del método científico en la evolución de los diversos modelos atómicos y en la preparación de las distintas ordenaciones de

protón, neutrón, electrón Número atómico. Masa atómica. Isótopos. Niveles y subniveles de energía. Orbitales atómicos. Números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli.	modelo de Bohr. Calcula energías de tránsito internivélico, según el modelo de Bohr. Dibuja diagramas de niveles y describir saltos internivélicos. Escribir las configuraciones electrónicas de átomos e iones.	los elementos.
---	--	----------------

3.2.4. Unidad IV

- 1° Describe las correlaciones o periodicidad química de los elementos, por constituirse en los principios claves de la química.
- 2° Estudia e identifica las propiedades de los elementos individual y grupalmente, de acuerdo a la ubicación en la tabla periódica, hecho que permitirá pronosticar comportamientos o formación de determinadas sustancias.
- 3° Profundizar conocimientos sobre funciones químicas y nomenclatura.

Contenidos Conceptuales	Contenidos Procedimentales	Contenidos Actitudinales
LEY PERIODICA: Configuración electrónica, su relación con la tabla periódica. Grupos. Períodos. Propiedades periódicas más importantes. Radio atómico. Electroafinidad. Energía de ionización. Electronegatividad.	Comprende los conceptos básicos de la estructura atómica de los átomos, y la configuración electrónica de los átomos de los diferentes elementos químicos y su relación con las propiedades periódicas. • La configuración electrónica y su relación con los tipos de enlaces, prediciendo comportamientos químicos en función de estos.	Desarrollo de la capacidad de búsqueda de aplicaciones reales a las sustancias químicas consideradas en este Bloque. Motivación positiva de la resolución de problemas, así como el análisis de resultados. Valoración de una actitud positiva hacia la conservación del medio.

3.2.5. Unidad V

- 1° Formular los distintos tipos de enlaces químicos, deducir y relacionar parámetros moleculares y explicar el porqué se unen los elementos químicos para formar compuestos.
- 2° Demostrar que los elementos polares de la tabla periódica forman compuestos polares, y los elementos intermedios forman compuestos no polares, así mismo darle la nomenclatura adecuada a los compuestos inorgánicos.

Contenidos Conceptuales	Contenidos Procedimentales	Contenidos Actitudinales
ENLACES QUIMICOS: Enlace iónico. Cristales iónicos. Características de los compuestos iónicos. Enlace covalente. Características de los compuestos covalentes. Moléculas polares y no polares. Momento dipolar.	Predice, a partir de la estructura electrónica de los átomos, el tipo de enlace que los unirá y la fórmula química que presentarán. Discute cualitativamente la variación de las energías de red en diferentes compuestos. Realiza diagramas de estructuras de Lewis para diferentes moléculas. Aplica	Observar el principio básico de la disminución energética en un sistema como causa de su evolución. Habitarse a utilizar conceptos teóricos para explicar la formación de las sustancias y sus

Cristales moleculares y covalentes. Enlaces por puente de hidrógeno. Fuerzas de Van der Waals.	el concepto de resonancia utilizando estructuras de Lewis observadas. Explicar la polaridad o apolaridad de diferentes átomos y moléculas.	características básicas.
--	--	--------------------------

3.2.6 Unidad VI

- 1° Define solución y las formas de expresar la concentración de soluciones, solubilidad y el empleo en reacciones químicas.
- 2° Estudia la clasificación de las reacciones químicas con más detalle, formularlas y nombrarlas. Diferenciar ecuación molecular y ecuación iónica (total y neta)

Contenidos Conceptuales	Contenidos Procedimentales	Contenidos Actitudinales
SOLUCIONES: Características. Concentración: unidades físicas y químicas. Soluciones binarias. El agua como solvente. Unidades de concentración . Porcentaje en peso, ppm, molaridad, normalidad. Ósmosis,	Establece el tipo de fuerza intermolecular en una solución. Evalúa experimentalmente las propiedades electrolíticas de soluciones acuosas. Aplica las unidades de concentración y prepara soluciones.	Valoración crítica del efecto e los productos químicos presentes en el entorno sobre la calidad de vida. Sensibilidad por el orden y limpieza en el laboratorio a la y por el cuidado en el manejo de instrumentos de medida (matraces aforados, probetas, pipetas, etc.).

3.2.7 Unidad VII

Define las leyes del comportamiento gaseoso de los diferentes gases en estado ideal y conocer algunas de las aplicaciones generales.

Contenidos Conceptuales	Contenidos Procedimentales	Contenidos Actitudinales
Gases. Características generales del estado gaseoso. Gases ideales y reales. Ecuación general; representación gráfica y aplicaciones. Mezclas de gases. Presiones parciales. Teoría cinética de los gases.	Experimenta con cada tipo de reacciones Escribe ecuaciones químicas y las balancea Dibuja la geometría molecular de compuestos covalentes y los relaciona con sus propiedades. Práctica	Fomento del sentido crítico hacia la aplicación del Gas de Camisea y los progresos que conlleva. Valoración de la necesidad del intercambio científico entre los pueblos como factor de convivencia y progreso pacíficos. Motivación positiva hacia la investigación y el trabajo en equipo.

IV SISTEMAS DE EVALUACION

La evaluación comprende:

- 4.1. En la parte teórica: A) Exámenes escritos. B) Examen oral. C) Trabajos grupales. D) Trabajos individuales. E) Exposiciones. F) Seminarios (Práctica calificada). En concordancia con el cronograma de actividades de la FIQ-UNCP.

4.2. En lo referente a laboratorio: Se debe participar activamente en las pruebas experimentales programadas por el tutor y rendir los test y presentar los informes de cada trabajo práctico.

4.3. El promedio parcial resulta: $P_p = [E_p + P_c + P_l]/3$

E_p : Examen parcial,

P_c : Promedio de práctica calificada, exposiciones orales, asignaciones.

P_l : Promedio de prácticas de laboratorio (Comprende test e informes de prácticas)

4.4. El promedio final : $P_f = [P_{p1} + P_{p2} + P_{p3}]/3$

P_f : Promedio final

P_p : Promedio parcial (1, 2, 3)

V REQUISITOS DE APROBACION

5.1 Dos exámenes parciales y un examen final (todo el curso).

5.2 Obtener la nota mínima de once (11) en las prácticas de laboratorio. Su desaprobación impide la aprobación del curso.

5.3 Obtener un promedio final de 10,5 como mínimo para la aprobación de la asignatura como mínimo para la aprobación de la asignatura. La nota indicada se obtiene del promedio siguiente.

NOTA DEL PROMEDIO FINAL (P_1, P_2 Y P_3)

$P_i = \text{Examen parcial} \times 0,70 + \text{Promedio de trabajos de Laboratorio} \times 0,3.$

Nota Final $N_F = (P_1 + P_2 + P_3)/3 = 10,5$

REQUISITOS DE APROBACION

5.4 Asistencia mínima del 70% de las clases teóricas y al total de prácticas de laboratorio.

5.5 Aprobación de los exámenes parciales y el examen final con la nota mínima de once (11).

5.6 Obtener la nota mínima de once (11) en las prácticas de laboratorio. Su desaprobación impide la aprobación del curso.

VI. METODOLOGIA

Método expositivo (con ayuda de medios audiovisuales), que comprende: Motivación, marco teórico, aplicaciones, seminario y evaluación

El desarrollo del curso abarca tres aspectos:

6.1. Teoría: Se han de impartir conocimientos y fundamentos de la Ciencia Química, en sesiones programadas en el sílabo. Aquí se imparten las bases, conceptos teóricos, principios, leyes, técnicas. Se utilizaran como medio de enseñanza la exposición, el análisis, complementado con el uso de láminas, transparencias, slydes, software.

6.2. Seminario: Consiste en el reforzamiento y consolidación del aprendizaje de temas desarrollados. El seminario tiene la misión de interrelacionar la teoría con los ensayos de laboratorio, resolución de problemas. Se proporcionará técnicas y procedimientos para la solución de problemas a través de las prácticas dirigidas.

6.3. Laboratorio: Es el centro experimental donde se aplican los conocimientos teóricos, lugar donde el estudiante adquiere destreza en el manejo de materiales, equipos, instrumentos y reactivos químicos. Se proporcionará guías de practica, induciendo a que el estudiante las

ejecute, interprete y evalúe sus resultados a fin de que pueda predecir comportamientos de la materia en casos similares.

VII. MEDIOS Y MATERIALES DE ENSEÑANZA

7.1. Elaboración de resúmenes de clases.

7.2. Elaboración de guías de práctica.

7.3. Elaboración de cuestionarios y problemas para trabajos.

7.4. Empleo de transparencias, slydes, videos, Software.

7.5. Materiales y equipos de laboratorio de uso específico para cada práctica.

7.6. Texto de consulta: WHITTEN-DAVIS-PECK: "Química general" Edit. McGraw-Hill Interamericana de México. 1998

VIII. CONTENIDO PROGRAMATICO – TEORIA

Semana	Horas	Unidad	Tema	Contenido	% avance	Biblio. N°
1 ^a -2 ^a	2	I	1	Introducción.- Prueba de entrada.	11.8	10.1.09
	2			Funciones químicas-Nomenclatura.		
	2			<u>Materia y Medición</u>		
	2			Materia y Energía. Materia su clasificación. Elementos y compuestos.		
	2			Propiedades de la materia: intensivas y extensivas. Cambios químicos y físicos. Separación de mezclas.		
	1			Mediciones en química. Unidades de medida SI. Cifras significativas. Precisión y exactitud. Método del factor unitario.		
3 ^a -5 ^a	1	II	4	Densidad y gravedad específica. Calor y temperatura. Transferencia de calor y medida .	29.42	10.1.09
	2			<u>Fórmulas químicas y estequiometría de compuestos</u>		
	2			Partículas subatómicas: Átomos y moléculas. Fórmulas químicas, iones y compuestos iónicos.		
	3			Peso atómico. La mol. Pesos fórmula y peso molecular. Seminario.		
	2			Composición porcentual y fórmulas de compuestos. Deducción de fórmulas a partir de la composición elemental. Determinación de fórmulas moleculares. Pureza de muestras, reactivos. Problemas.		
	3			Información cuantitativa a partir de ecuaciones químicas balanceadas.		
	2			Reactivo limitante. Rendimiento. Seminario.		
	3					
6 ^a	2	III	1	Primer examen parcial.		10.1.09
	2			<u>Estructura atómica</u>		
	2			Partículas subatómicas: Partículas fundamentales. Algunos modelos atómicos. Descubrimiento del electrón. Rutherford y el átomo nuclear, número atómico. Neutrones.		
	2			Número de masa e isótopos. Espectrometría de masa y abundancia isotópica. Peso atómico.		
	2			Inicio de la teoría cuántica: La luz y la radiación electromagnética. Espectro electromagnético. Constante de Planck. Efecto fotoeléctrico. Espectro		

	2		5	atómico. Modelo de Bohr del átomo de hidrógeno, espectro de líneas, cálculo del radio y energía . Problemas.		
	2		6	Estructura electrónica del átomo: Naturaleza dual del electrón, naturaleza ondulatoria del electrón, órbitas estacionarias. Principio de incertidumbre. Ec. De Schrodinger.	47.06	
	1		7	El átomo según la mecánica cuántica. Números cuánticos, forma de orbitales.		
9 ^a	2	IV	1	<u>Periodicidad química</u> La tabla periódica. Estructura de Lewis.		
	2		2	Tipos de elementos según su configuración electrónica, según sus propiedades eléctricas, por los grupos, nombres.		
8 ^a	1		3	Propiedades periódicas: radios atómicos, energía de ionización, afinidad electrónica, radios iónicos, electronegatividad. Elementos representativos. Elementos de transición.	52.94	
10 ^a	2	V	1	<u>Teoría del enlace químico y nomenclatura inorgánica. Geometría molecular</u> Enlace covalente polar y no polar. Momento dipolar. Fórmulas puntuales de Lewis para moléculas e iones poliatómicos. Carga formal. Regla del octeto. Limitaciones. Resonancia.		10.1.09
	2		2	Enlace iónico: Formación de compuestos iónicos. Estructura de compuestos iónicos.		
	1		3	Carácter iónico: Cálculos %	58.82	
11 ^a	4		4	Geometría molecular. Según la Teoría de la RPECV y teoría del EV. Angulos de enlace. Predicción.		10.1.09
	1		5	Enlace metálico.	64.71	
12 ^a	2	VI	1	Segundo examen parcial. <u>Soluciones y Estequiometría de ecuaciones químicas</u> Solucion. Formas de expresar la concentración. Solubilidad y factores que afectan. Acidos, bases y sales. Peso equivalente.		
	1		2	Clasificación de las reacciones químicas: Reacciones de combinación. Reacciones en soluciones acuosas. Reacciones de desplazamiento. Reacciones de descomposición. Aplicación		
13 ^a	2		3	Reacciones de Metátesis. Estequiometría. Seminario		
14 ^a	2		4	<u>Reacciones de Oxido reducción</u> Fundamento. Balanceo de ecuaciones de óxido-reducción: Método del cambio en el número de oxidación.		10.1.09
	2		5	Método del ión electrón. Problemas.		
	2		6	Teoría de ácidos y bases. Titulación Aplicación	82.35	
15 ^a	2		7	Pesos equivalentes. Soluciones normales de agentes oxidantes y reductores.	88.24	10.1.09
	2		1	Descripción: Teorías ácido_base, Reacciones de demostración de la diferentes teorías.		10.1.09
	1		2	Nomenclatura. Estabilidad y aplicaciones.	85.8	
16 ^a	2	VII	1	Gases: Composición de la atmósfera. Presión. Leyes que rigen el comportamiento de los gases. Estequiometría en reacciones en las que participan		10.1.09

	2			los gases.Aplicación.		
17 ^a	2		2	Tercera evaluación.	100.0	10.1.09

IX LABORATORIO

- 9.1. Normas de seguridad en el laboratorio.
- 9.2. Manejo de materiales y equipos de Laboratorio.
- 9.3. Determinación de densidades: sólidos y líquidos
- 9.4. Determinación de espectros.
- 9.5. Periodicidad Química.
- 9.6. Estequiometría
- 9.8. Gases

X. BIBLIOGRAFIA

10.1. BASICA

- 10.1.1. ARMAS RAMIREZ y Otros: "Ciencia química: Conceptos fundamentales" Edit. Libertad E.I.R.L. Trujillo. Perú. 1996.
- 10.1.2. ANDER SONNESSA: "Principios de química", Edit. LIMUSA S. A. 4^a reimpresión. México. 1983. 485 ppags.
- 10.1.3. BROWN-LEMAY-BURSTEN: "Química: La ciencia central" 7^a Edic. Edit. Prentice Hall Hispánica S. A. México. 1997.
- 10.1.4. CHANG, Raymond: "Química" 4^a Edic. Edit. McGraw Hill. México. 1995.
- 10.1.5. KEENAN-KLEINFELTER-WOOD: "Química general universitaria" Edit. CECSA. 6^a reimpresión. México. 1992.
- 10.1.6. WHITTEN-GAILEY-DAVIS: "Química general" McGraw Hill Interamericana de México. 1992.
- 10.1.7. WHITTEN-DAVIS-PECK: Química general" 5^a Edic. Mc Graw Hill. Interamericana de México. 1998. (texto guía).**

10.2. COMPLEMENTARIA

- 10.2.1. HELBING y BURKART: "Tablas químicas. Para laboratorio e industria" Edit. Reverté S.A. España. 1985.
- 10.2.2. PERRY, John: "Manual del Ingeniero Químico" Edit. UTEHA. México. 1976.

Fecha de elaboración :Ciudad Universitaria, Huancayo 2007.

Ing. JAIME VERA RODRIGUEZ
Profesor Asociado nombrado a T. C. Secc: A

Ing. MENSIA SOLIS LLALLICO
Profesor Auxiliar nombrado a T. C. Secc: B

Ing. MENSIA SOLIS LLALLICO
Jefe de prácticas Secc: B

Ing. JAIME VERA RODRIGUEZ
Jefe de prácticas Secc: A.

Fecha de elaboración: 09 de Marzo del 2007.

Fecha de aprobación del Jefe de Departamento Huancayo 07 de Setiembre del 2007.

.....
Ing. Salvador T. Ore Vidalon
Profesor Asociado Nombrado a D.E.
Jefe del Departamento Académico

Aprobado en Consejo de Facultad del día 12 de Setiembre del 2007.

.....
MSc .JAIME CLAROS CASTELLARES
Decano de la Facultad de Ingeniería Química

.....
Ing. MARCO MEZA PEREZ PALMA
Secretario Docente de la Fac.de Ing. Química