



PROGRAMA ACADÉMICO DE
BACHILLERATO
UNIVERSIDAD DE CHILE



PROGRAMA ASIGNATURA

DE

QUÍMICA 1



Primer Semestre 2015



UNIVERSIDAD DE CHILE
Vicerrectoría de Asuntos Académicos
Programa de Bachillerato

QUIMICA 1

Período Académico : Primer Semestre 2015
Nº Horas Cronológicas : 3,0 horas semanales de Cátedra
Ayudantía : 1,5 horas semanales de Ayudantía
Laboratorio : 3,0 horas semanales

Profesores : Álvaro Aliaga Cerón
Fernanda López Vergara
Antonio Galdámez Silva
Ernesto Clavijo Campos
Víctor Manríquez Castro
Macarena García Morgado

Objetivos Generales.

Desarrollar el razonamiento inductivo y deductivo en el ámbito de modelos como forma de acercamiento al conocimiento de la materia. Desarrollar la capacidad de análisis y de síntesis como también el criterio y el juicio crítico. Utilizar los modelos que, sobre bases experimentales, describen la materia desde las características de su estructura electrónica y molecular.

1. Introducción

Objetivos específicos

- Distinguir entre propiedades y cambios químicos y físicos.
- Usar el vocabulario básico de la Química relativo a partículas, elementos, compuestos y mezclas.
- Usar unidades apropiadas en los resultados de mediciones.
- Aplicar cifras significativas y notación científica.
- Aplicar las leyes de la conservación de la masa y de las proporciones definidas, y la teoría atómica de Dalton.

Contenidos

El campo de la Química en las actividades y creaciones humanas. El método científico. Propiedades y clasificación de la materia. Elemento, compuesto y mezcla. Unidades de medición. Notación científica y cifras significativas.

Ley de la conservación de la masa. Ley de la composición definida.

Teoría atómica de Dalton. Conceptos básicos de estructura atómica: protón, neutrón, electrón. Número atómico, Unidad de masa atómica. Masa atómica.

2. Estequiometría

Objetivos específicos

- Distinguir y aplicar los conceptos de mol, constante de Avogadro, masa molecular y masa molar.
- Determinar las composiciones porcentuales, fórmulas empíricas y moleculares.
- Denominar y escribir fórmulas químicas.
- Aplicar las leyes de los gases (Boyle, Charles, Avogadro) y la ecuación de estado.
- Determinar presiones parciales y fracciones molares en mezclas de gases.
- Conocer las bases de la teoría cinético-molecular de los gases.
- Interpretar reacciones químicas mediante ecuaciones químicas.
- Clasificar los diferentes tipos de reacciones y balancear ecuaciones químicas.
- Realizar cálculos estequiométricos.





UNIVERSIDAD DE CHILE
Vicerrectoría de Asuntos Académicos
Programa de Bachillerato

- Aplicar los conceptos de reactivo limitante y rendimiento de una reacción.
- Utilizar términos y símbolos apropiados en las disoluciones.
- Calcular concentraciones de disoluciones.

Contenidos

Concepto de mol. Constante de Avogadro. Masa molecular y masa molar. Fórmula química. Composición porcentual. Determinación de la fórmula empírica y molecular.

Leyes de los gases. Ecuación de estado de los gases ideales. Presión parcial y presión total. Nociones de teoría cinética de los gases.

Reacción química. Ecuación química. Tipos de reacciones (precipitación, ácido-base y redox). Igualación de ecuaciones. Cálculos basados en ecuaciones químicas. Reactivo limitante y rendimiento.

Soluciones. Unidades de concentración: Porcentaje en masa, concentración molar. Dilución.

3. Estructura de los átomos

Objetivos específicos

- Conocer los principales hechos experimentales que apoyan la existencia y propiedades de los electrones, protones y neutrones.
- Establecer los principios de la descripción mecano-cuántica del átomo.

Contenidos

Naturaleza eléctrica de la materia. Rayos catódicos. Rayos X. Radiactividad. Relación carga-masa del electrón. Núcleo atómico.

Radiación electromagnética. Ecuación de Planck. Efecto fotoeléctrico. El espectro del átomo de hidrógeno y el modelo atómico de Bohr. Hipótesis de De Broglie. El principio de incertidumbre de Heisenberg. El modelo mecano-cuántico de Schrödinger. Números cuánticos y su significado. Orbitales atómicos.

4. Configuraciones Electrónicas y Periodicidad Química

Objetivos específicos

- Escribir las configuraciones electrónicas del estado fundamental de los átomos.
- Relacionar las configuraciones electrónicas con la ubicación de los elementos en la Tabla Periódica.
- Analizar las propiedades periódicas.
- Elementos de nomenclatura inorgánica y orgánica

Contenidos

El espín del electrón y el principio de exclusión de Pauli. El principio de Aufbau para átomos polielectrónicos. Diagramas de niveles de energía. Reglas de Hund. Ley periódica. Clasificación periódica de los elementos. Periodos y grupos de elementos. Configuraciones electrónicas. Electrones de valencia. Algunas propiedades periódicas: radios atómico y iónico, energías de ionización y electroafinidad.

5. El Enlace Químico

Objetivos específicos

- Comparar los diferentes tipos de enlace.
- Escribir fórmulas de Lewis
- Aplicar la regla del octeto y considerar sus excepciones.





UNIVERSIDAD DE CHILE
Vicerrectoría de Asuntos Académicos
Programa de Bachillerato

- Aplicar el concepto de resonancia en moléculas sencillas.
- Utilizar el concepto de número de oxidación y carga formal.
- Usar la electronegatividad y reconocer moléculas polares.
- Clasificar fuerzas intermoleculares.

Contenidos

El enlace iónico. Iones monoatómicos de elementos representativos y de transición. Iones poliatómicos. Red cristalina y radios iónicos. El enlace covalente. Fórmulas electrónicas de Lewis para moléculas sencillas (inorgánicas y orgánicas). Regla del octeto y excepciones. Comentar sobre enlaces múltiples. Resonancia. Electronegatividad. Número de oxidación y carga formal. Polaridad de moléculas diatómicas covalentes. Momento dipolar. Enlace metálico.

6. Geometría Molecular. Teorías de Enlace

Objetivos específicos

- Aplicar la teoría de Repulsión de Pares Electrónicos de Valencia en la geometría molecular.
- Establecer los principios básicos de la teoría de Enlace Valencial.
- Distinguir entre enlaces sigma (σ) y pi (π).
- Aplicar la hibridación a moléculas sencillas.

Contenidos

Geometría de las moléculas. Longitud y ángulos de enlace. Modelo de repulsión de pares electrónicos de valencia. Polaridad de moléculas poliatómicas. Teoría de enlace valencial. Enlaces sigma y pi. Hibridación de orbitales atómicos.

LABORATORIOS

1. Seguridad en el laboratorio.
Mediciones gravimétricas y volumétricas.
2. Una ilustración del método científico: la vela encendida.
3. Una ilustración del método científico: dimensiones moleculares y determinación de la constante de Avogadro.
4. Comportamiento de los gases.
5. Estructura de la materia.
6. Estequiometría I: ley de las proporciones definidas.
7. Estequiometría II: relaciones ponderales de una reacción química y ley de las proporciones múltiples
8. Propiedades estructurales y fisicoquímicas de compuestos químicos.
9. Destilación simple.
Destilación fraccionada.

ACTIVIDADES

Clases: 2 sesiones semanales (1,5h cada una). Ayudantías: 1 sesión semanal (1,5 h cada una). Laboratorios: 1 sesión semanal (3 h cada uno).

EVALUACION

- a) Los alumnos deben aprobar en forma independiente la cátedra y el laboratorio.
- b) La nota de cátedra se obtiene del siguiente modo:

$$\text{NOTA CATEDRA} = (0,20 \times \text{PP1}) + (0,20 \times \text{PP2}) + (0,35 \times \text{PG}) + (0,25 \times \text{PrA})$$





UNIVERSIDAD DE CHILE
Vicerrectoría de Asuntos Académicos
Programa de Bachillerato

PP1 = primera prueba parcial
PP2 = segunda prueba parcial
PG = prueba global
PrA = promedio ayudantía

- c) La nota de ayudantía se obtiene promediando las notas de todos los controles realizados. En el cálculo de este promedio no se elimina ninguna nota.
- d) La nota de laboratorio se obtiene así:

$$\text{NOTA DE LABORATORIO} = (0,40 \times \text{PL1}) + (0,40 \times \text{PL2}) + (0,20 \times \text{INF})$$

PL1 = Primera prueba de laboratorio
PL2 = Segunda prueba de laboratorio
INF = Promedio ponderado de notas de informes.

- e) Al término de cada laboratorio, los estudiantes deberán entregar un pre-informe que contenga los datos obtenidos en la actividad.
- f) El alumno que haya obtenido en la cátedra y/o laboratorio una nota promedio entre 3,5 y 3,9, tendrá la oportunidad de rendir un examen en la cátedra y/o laboratorio, según corresponda.
- g) La asistencia a Pruebas teóricas, Controles de ayudantías y actividades de laboratorio es 100% obligatoria.
- h) Las pruebas que no se rindan en la fechas fijadas deben ser justificadas con certificado médico dentro de las 48 horas siguientes de la reincorporación del alumno a clases. No se aceptarán certificados después del plazo señalado.
- i) Los alumnos con inasistencia justificada a alguna de las pruebas de cátedra (PP1, PP2 y PG) deberán rendir el examen cuya nota reemplazará la prueba no rendida, (en estos casos el promedio se calculará sin nota de examen. Además, este es válido por el examen si le correspondía rendirlo). **No habrá repetición de examen o prueba después de haber rendido el examen correspondiente.**
- j) Los alumnos ausentes en una de las pruebas de laboratorio (PL1 o PL2) y que hayan justificado su inasistencia, deben rendir el examen de laboratorio que reemplazará a la prueba no rendida. A los alumnos que le falta una o dos actividades en INF rendirán una prueba general.
- k) Los alumnos ausentes en una o dos pruebas de ayudantía (PrA) deberán rendir una prueba general al final del semestre, **15 de junio a las 18:00 horas**. El máximo de pruebas de ayudantía que se puede recuperar es dos.
- l) Los alumnos que tengan notas promedio inferiores a 3,5 en cátedra y/o laboratorio, reprueban el curso sin derecho a examen.
- m) La nota final se obtiene mediante el promedio ponderado de cátedra (70%) y laboratorio (30%), siempre que ambas notas sean iguales o superiores a 4,0. Si en definitiva una o las dos notas son inferiores a 4,0, la nota final será igual a la más baja.
- n) **Examen de Cátedra:** Se eximirán del examen final sólo los alumnos que alcancen un promedio 4,0 en cátedra y que tengan una asistencia de la menos el 75% en clases teóricas y ayudantías.





UNIVERSIDAD DE CHILE
Vicerrectoría de Asuntos Académicos
Programa de Bachillerato

Fechas de Pruebas

PP1 (0,20%):	Martes 14 de Abril
PP2 (0,20%):	Martes 12 de Mayo
PG (0,35%):	Martes 30 de Junio
EXAMEN :	Miércoles 08 de Julio

Fechas de Pruebas de Ayudantía (PA)

CA1 :	Lunes 23 de Marzo
CA2 :	Lunes 06 de Abril
CA3 :	Lunes 20 de Abril
CA4 :	Lunes 04 de Mayo
CA5 :	Lunes 18 de Mayo
CA6 :	Lunes 01 de Junio

Prueba Recuperativa de Ayudantía de Química 1, se realizará el 15 de junio a las 18:00 horas.

Fechas de Pruebas de Laboratorio (PL)

PL1	Martes 28 de Abril
PL2	Martes 16 de Junio
Examen	Miércoles 01 de Julio

- *Martes 23 de Junio de 2015, a las 18:00 horas se realizará una Prueba por inasistencia justificada a Laboratorio de Química1.*
- *Las condiciones de presentación a exámenes y aprobación de ellos se rigen por las disposiciones reglamentarias vigentes en el Programa Bachillerato, son comunes a todas las asignaturas.*

Bibliografía Básica

Textos básicos

1. R. Chang. **Química**. 9a Ed. Española. McGraw -Hill, 2007.
2. T. L. Brown, H.E. LeMay y B.E. Bursten. **Química. La ciencia central**. 9a Ed. Española. Pearson Educación, 2004.

Textos complementarios

3. C. Silva e I. Chiffelle, **Química General Universitaria**. RIL editores, 2005
4. A.Garritz, L. Gasque y A. Martínez. **Química Universitaria**. Pearson Educación, 2005
5. R.H. Petrucci. **Química General**. 8ª Ed. Española Pearson Educación, 2003.
6. B. Mahan y R.J. Myers. **Química**. 4a. Ed. española. Fondo Educativo Interamericano S.A., 1990.
7. D.D. Ebbing. **Química General**. McGraw-Hill, 1996.
8. K.W. Whitten, R.E. Davis, M.L. Peck. **Química General**. 5ª Edición. McGraw-Hill, 1998.

Profesor Coordinador Primer Semestre 2015

Señor Marcelo Campos V.

