



UNIVERSIDAD CENTRAL DE VENEZUELA  
FACULTAD DE INGENIERÍA  
CICLO BÁSICO  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA APLICADA



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL I</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CODIGO: 0441		UNIDADES: 05		REQUISITOS: <b>NO TIENE</b>			
HORAS/SEMANA: 6	TEORÍA: 3	PRÁCTICA: 3	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: 2do

## PROPÓSITOS

Es de consenso universal que los cursos de Química que se dictan en las primeras etapas de una carrera de ingeniería deben comprender un análisis más cuantitativo de esta materia.

Existen poderosas razones que apoyan tal afirmación. En primer lugar la orientación actual de la investigación en la ingeniería conduce necesariamente a un conocimiento más profundo de los materiales, por consiguiente se requiere de preparación más rigurosa en los aspectos cuantitativos de la química. Por otra parte los problemas que hoy día enfrenta el ingeniero comprenden enfoques multidisciplinarios que exigen una amplia formación básica por parte del profesional. Asimismo la celeridad con que se suceden los cambios en la tecnología requieren del ingeniero una sólida formación básica.

La asignatura Química General I tiene como propósito el de contribuir a proporcionar una adecuada base química que ayude al ingeniero, entre otros, en los siguientes aspectos:

- Incorporarse con éxito a la investigación en las diferentes áreas de la ingeniería.
- Adaptarse con facilidad a los requerimientos dentro del mercado de trabajo.
- Participar exitosamente en la solución de problemas de naturaleza interdisciplinaria.
- Proseguir estudios de especialización.

La asignatura Química General I tiene como propósito inmediato el proporcionar al estudiante de un conjunto de conocimientos que son necesarios para entender y cursar adecuadamente asignaturas del ciclo profesional que incluyan tópicos de química. El estudiante de la asignatura Química General I encontrará las herramientas necesarias que posteriormente aplicará en el estudio de asignaturas afines de la respectiva escuela y adquirirá orientación adecuada para adentrarse en el camino del razonamiento científico.

## CONTENIDOS:

### TEMA I ENLACE QUÍMICO

- 1.1. Estructura atómica
- 1.2. Distribución electrónica
- 1.3. Fundamentos de enlace químico
- 1.4. Tipos de enlace: Enlace iónico y enlace covalente
- 1.5. Regla del octeto
- 1.6. Enlaces múltiples

APROBADO EN CONSEJO DE ESCUELA:	APROBADO EN CONSEJO DE FACULTAD:	VIGENCIA DESDE: 1994	HOJA 1/8
---------------------------------	----------------------------------	----------------------	----------



UNIVERSIDAD CENTRAL DE VENEZUELA  
FACULTAD DE INGENIERÍA  
CICLO BÁSICO  
DEPARTAMENTO DE QUIMICA APLICADA



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL I</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CODIGO: 0441		UNIDADES: 05		REQUISITOS: <b>NO TIENE</b>			
HORAS/SEMANA: 6	TEORIA: 3	PRÁCTICA: 3	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: 2do

1.7. Enlace metálico

**TEMA II ESTEQUIOMETRIA**

- 2.2. El concepto de mol
- 2.3. La determinación de fórmulas químicas
- 2.4. Ecuaciones químicas
- 2.5. Concepto de oxidación y reducción
- 2.6. Estado de oxidación
- 2.7. Balanceo de ecuaciones redox
- 2.8. Cálculos estequiométricos
- 2.9. Problemas

**TEMA III LEYES Y PROPIEDADES DE LOS GASES**

- 3.1. Las leyes de los gases
- 3.2. Teoría cinética
- 3.3. Gas ideal
- 3.4. Temperatura
- 3.5. Energía y la constante universal de los gases
- 3.6. Difusión gaseosa
- 3.7. Gases reales y la ecuación de Van der Waals
- 3.8. Variables críticas y reducidas
- 3.9. Ley de los estados correspondientes
- 3.10. Otras ecuaciones de estado
- 3.11. Problemas

**TEMA V LIQUIDOS Y SOLUCIONES**

- 4.1. El estado líquido y sus propiedades
- 4.2. El concepto de fase y energía de los cambios de fase
- 4.3. Equilibrios de fase y Diagramas de fase
- 4.4. Dependencia de la presión de vapor con la temperatura
- 4.5. Ecuación de Clausius-Clapeyron
- 4.6. Propiedades de las soluciones y tipos de soluciones
- 4.7. Unidades de concentración de las soluciones
- 4.8. Soluciones electrolíticas y no electrolíticas
- 4.9. Propiedades coligativas de las soluciones
- 4.10. Soluciones de dos componentes volátiles
- 4.11. Destilación fraccionada
- 4.12. Soluciones no ideales

APROBADO EN CONSEJO DE ESCUELA:	APROBADO EN CONSEJO DE FACULTAD:	VIGENCIA DESDE: 1994	HOJA 2/8
---------------------------------	----------------------------------	----------------------	----------



UNIVERSIDAD CENTRAL DE VENEZUELA  
FACULTAD DE INGENIERÍA  
CICLO BÁSICO  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA APLICADA



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL I</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CODIGO: <b>0441</b>	UNIDADES: <b>05</b>			REQUISITOS: <b>NO TIENE</b>			
HORAS/SEMANA: <b>6</b>	TEORÍA: <b>3</b>	PRÁCTICA: <b>3</b>	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>2do</b>

- 4.13. Mezclas azeotrópicas
- 4.14. Solubilidad y su dependencia con la temperatura
- 4.15. Ley de Henry
- 4.16. Ley de reparto
- 4.17. Problemas.

### OBJETIVOS DEL APRENDIZAJE:

#### TEMA I ENLACE QUÍMICO

Al finalizar el tema el estudiante:

- 1.1. Dado un elemento y su número atómico escribirá la configuración electrónica usando la notación de orbitales atómicos.
- 1.2. A partir de la configuración electrónica de un determinado elemento utilizará la notación de Lewis para indicar el número de electrones de valencia.
- 1.3. Establecerá la relación entre las configuraciones electrónicas y las posiciones de los elementos en la tabla periódica.
- 1.4. Aprenderá la utilidad que proporciona el conocimiento de la tabla periódica.
- 1.5. Utilizará la tabla periódica para predecir la periodicidad química de las siguientes propiedades físicas: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad y carácter metálico.
- 1.6. Predecirá si el enlace químico es: iónico, covalente o covalente polar.
- 1.7. Para los compuestos iónicos predecirá su fórmula más simple utilizando la regla del octeto.
- 1.8. Enumerará las diferencias entre el enlace iónico y el enlace covalente.
- 1.9. Aprenderá a escribir fórmulas de Lewis para moléculas e iones poliatómicos.
- 1.10. Relacionará la naturaleza del enlace con las diferencias de electronegatividad.
- 1.11. Reconocerá las excepciones a la regla del octeto.
- 1.12. Dadas varias moléculas donde se presentan enlaces simples y múltiples, las ordenará en forma creciente o decreciente según la longitud y la energía del enlace.
- 1.13. Dada una determinada molécula o ión poliatómico determinará cuando escribir estructuras de resonancia y cómo hacerlo.

APROBADO EN CONSEJO DE ESCUELA:	APROBADO EN CONSEJO DE FACULTAD:	VIGENCIA DESDE: 1994	HOJA 3/8
---------------------------------	----------------------------------	----------------------	----------



UNIVERSIDAD CENTRAL DE VENEZUELA  
FACULTAD DE INGENIERÍA  
CICLO BÁSICO  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA APLICADA



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL I</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CODIGO: <b>0441</b>	UNIDADES: <b>05</b>			REQUISITOS: <b>NO TIENE</b>			
HORAS/SEMANA: <b>6</b>	TEORÍA: <b>3</b>	PRÁCTICA: <b>3</b>	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>2do</b>

- 1.14. Calculará las cargas formadas en una molécula o ión y a partir de ella determinará las estructuras más contribuyentes al híbrido de resonancia.
- 1.15. Aprenderá las ideas básicas de la teoría de enlace valencia.
- 1.16. Determinará los orbitales atómicos híbridos que serán utilizados en el enlace de moléculas e iones poliatómicos.
- 1.17. Utilizará los orbitales atómicos híbridos utilizados por el átomo central en una molécula o ión para determinar su geometría molecular o iónica.
- 1.18. Diferenciará claramente los términos geometría electrónica y geometría molecular.
- 1.19. Predecirá si una molécula es polar o no polar.
- 1.20. Comprenderá las ideas básicas de la teoría de orbitales moleculares y distinguirá entre orbitales enlazantes y no enlazantes.
- 1.21. Escribirá la configuración electrónica de moléculas diatómicas homonucleares utilizando la notación de orbitales moleculares.
- 1.22. A partir de la configuración electrónica determinará el orden de enlace y lo relacionará con la estabilidad del mismo.
- 1.23. Utilizará el concepto de deslocalización de electrones en orbitales moleculares, para moléculas en las cuales la teoría de enlace valencia postula resonancia.
- 1.24. Justificará propiedades características de los elementos metálicos que los distinguen de los no metales como: conductividad térmica elevada, brillo, ductilidad, maleabilidad en base a su estructura electrónica y formación de enlaces metálicos.

## TEMA II ESTEQUIOMETRIA

Al finalizar el tema el estudiante:

- 2.1. Dada una serie de datos como son: número de átomos, número de moléculas, número de Avogadro, peso atómico, peso molecular y masa de sustancia, calculará el número de moles en cada caso.
- 2.2. Establecerá las diferencias existentes entre fórmula empírica y molecular y las calculará a través del análisis estequiométrico.
- 2.3. Identificará las especies que limitan una reacción química a partir de los cálculos estequiométricos y además dada una serie de problemas los

APROBADO EN CONSEJO DE ESCUELA:	APROBADO EN CONSEJO DE FACULTAD:	VIGENCIA DESDE: 1994	HOJA 4/8
---------------------------------	----------------------------------	----------------------	----------



UNIVERSIDAD CENTRAL DE VENEZUELA  
FACULTAD DE INGENIERÍA  
CICLO BÁSICO  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA APLICADA



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL I</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CODIGO: 0441	UNIDADES: 05			REQUISITOS: <b>NO TIENE</b>			
HORAS/SEMANA: 6	TEORÍA: 3	PRÁCTICA: 3	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: 2do

resolverá especificando en cada caso el o los reactantes límites de una determinada reacción química.

- 2.4. Suministrada una serie de problemas, los resolverá aplicando el principio de conservación de los moles de átomos.
- 2.5. Dada una serie de átomos, iones y moléculas establecerá los estados de oxidación de cada uno de los elementos.
- 2.6. Identificará en una reacción química la especie oxidada, la reducida, el agente oxidante y el agente reductor y de acuerdo al medio en que se lleva a cabo una reacción redox, la balanceará aplicando el método de ión electrón.

### TEMA III LEYES Y PROPIEDADES DE LOS GASES

Al finalizar el tema el estudiante:

- 3.1. Nombrará las propiedades que caracterizan al estado gaseoso y explicará cada una de ellas.
- 3.2. Dominará las leyes experimentales que rigen el comportamiento gaseoso ideal y en base a ellas calculará las propiedades macroscópicas (presión, volumen, temperatura) de los gases ideales bajo diferentes condiciones de trabajo y además enumerará las condiciones necesarias para que un gas se comporte idealmente.
- 3.3. Demostrará las leyes experimentales que se basan en propiedades macroscópicas de los gases a partir de su comportamiento a nivel molecular utilizando para ello la teoría cinético-molecular y además a partir de dicha teoría comprobará que la energía cinética por molécula y por mol de esa función únicamente de la temperatura absoluta e independiente de la naturaleza del gas.
- 3.4. Analizará las desviaciones que experimentan los gases del comportamiento ideal e indicará cuales fueron las consideraciones utilizadas por Van der Waals para corregir la ecuación de estado de los gases ideales.
- 3.5. Analizará el significado físico de las constantes de Van der Waals (a y b). A partir del estudio de la licuefacción de los gases identificará el punto crítico.
- 3.6. Conocerá la importancia de la ley de los estados correspondientes.
- 3.7. Justificará la inclusión del factor de compresibilidad (Z) en la ecuación de estado de los gases ideales para el tratamiento de los gases reales e indicará su importancia y su significado físico.

APROBADO EN CONSEJO DE ESCUELA:	APROBADO EN CONSEJO DE FACULTAD:	VIGENCIA DESDE: 1994	HOJA 5/8
---------------------------------	----------------------------------	----------------------	----------



UNIVERSIDAD CENTRAL DE VENEZUELA  
FACULTAD DE INGENIERÍA  
CICLO BÁSICO  
DEPARTAMENTO DE QUIMICA APLICADA



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL I</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CODIGO: <b>0441</b>	UNIDADES: <b>05</b>			REQUISITOS: <b>NO TIENE</b>			
HORAS/SEMANA: <b>6</b>	TEORIA: <b>3</b>	PRÁCTICA: <b>3</b>	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>2do</b>

- 3.8. Dados valores de presión y temperatura para diferentes gases y sus respectivos valores críticos, obtendrá el valor de Z a partir del gráfico Z vs presión reducida.

#### TEMA IV LIQUIDOS Y SOLUCIONES

Al finalizar el tema el estudiante:

- 4.1. Enumerará las propiedades que caracterizan el estado líquido e interpretará las características y magnitud de las fuerzas intermoleculares en el estado líquido y en base a ello establecerá comparaciones con los estados sólidos y gaseosos.
- 4.2. Definirá los términos sistema, medio ambiente, equilibrio entre fases. Interpretará los cambios de fase y la energética asociada a dichos cambios.
- 4.3. Analizará el concepto de presión de vapor de un líquido y su dependencia con la temperatura y dada una serie de datos de presiones de vapor para diferentes líquidos, inferirá el orden creciente o decreciente de volatilidad, de puntos de sublimación y de fuerzas de atracción intermoleculares.
- 4.4. Dada una serie de problemas los resolverá aplicando la ecuación de Clausius- Clapeyron para los equilibrios líquidos-vapor y sólido-vapor.
- 4.5. Analizará los diagramas de fases de un solo componente.
- 4.6. Discutirá las propiedades de las soluciones y establecerá diferencias con mezclas y compuestos.
- 4.7. Clasificará las soluciones a partir de los siguientes puntos de vista: pares soluto-solvente y conducción de la corriente eléctrica.
- 4.8. Conocida la solubilidad de un soluto en un solvente determinado identificará entre varias soluciones de concentración conocida cuando son saturadas, insaturadas y sobresaturadas.
- 4.9. Dada una serie de datos determinará en cada caso las unidades de concentración: fracción molar, molalidad, molaridad y normalidad de una solución. Dados los valores de las unidades de concentración determinará las cantidades necesarias de soluto y solvente para la preparación de las soluciones.
- 4.10. Analizará cualitativa y cuantitativamente el efecto que tiene sobre la presión de vapor de un liquido el agregar un soluto no volátil, para luego determinar las propiedades coligativas de las soluciones.

APROBADO EN CONSEJO DE ESCUELA:	APROBADO EN CONSEJO DE FACULTAD:	VIGENCIA DESDE: 1994	HOJA 6/8
---------------------------------	----------------------------------	----------------------	----------



UNIVERSIDAD CENTRAL DE VENEZUELA  
FACULTAD DE INGENIERÍA  
CICLO BÁSICO  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA APLICADA



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL I</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CODIGO: <b>0441</b>	UNIDADES: <b>05</b>			REQUISITOS: <b>NO TIENE</b>			
HORAS/SEMANA: <b>6</b>	TEORÍA: <b>3</b>	PRÁCTICA: <b>3</b>	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>2do</b>

- 4.11. Comparará las propiedades coligativas de los no electrolitos y de los electrolitos.
- 4.12. Analizará el proceso de destilación en cuanto a su fundamento teórico y práctico, además de los alcances y limitaciones de dicho proceso como método de separación de componentes volátiles de una mezcla. Calculará la composición del vapor en equilibrio con una solución de dos componentes volátiles.
- 4.13. Enumerará las condiciones bajo las cuales una solución no se comporta idealmente y dados los gráficos de presión de vapor contra fracción molar para soluciones no ideales de dos componentes volátiles, justificará los tipos de desviaciones con respecto al comportamiento ideal.
- 4.14. Analizará cualitativamente y cuantitativamente la solubilidad de un gas en un líquido.
- 4.15. Dados los datos necesarios calculará el coeficiente de reparto de un soluto en dos solventes inmiscibles aplicando la ley de distribución de Nernst y además calculará las cantidades de soluto que pueden ser extraídas de una solución con una cantidad fija de un solvente en una y en varias etapas e indicará cuando el proceso es más efectivo.

### EVALUACIÓN:

Los objetivos contemplados en el programa son evaluados mediante la realización de tres (3) exámenes parciales y un (1) examen de recuperación (optativo).

En cada uno de los exámenes parciales se evalúan grupos de objetivos por medio de preguntas teóricas y problemas.

- En el primer examen parcial se evalúan los objetivos del Tema I y parte de los objetivos del Tema II.
- En el segundo parcial se evalúan el resto de los objetivos del Tema II, y parte de los objetivos del Tema III.
- En el tercer parcial se evalúan el resto de los objetivos del Tema III, y los objetivos del Tema IV.
- El examen de recuperación (optativo) se hará de acuerdo a la normativa vigente aprobada por el Consejo de facultad para la materia Química I.

Dado que el número de exámenes, así como el número de preguntas en cada examen, es limitado se hace necesario elaborar preguntas que tomen en cuenta varios de los objetivos a evaluar.

APROBADO EN CONSEJO DE ESCUELA:	APROBADO EN CONSEJO DE FACULTAD:	VIGENCIA DESDE: 1994	HOJA 7/8
---------------------------------	----------------------------------	----------------------	----------



UNIVERSIDAD CENTRAL DE VENEZUELA  
FACULTAD DE INGENIERÍA  
CICLO BÁSICO  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA APLICADA



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL I</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CODIGO: 0441	UNIDADES: 05			REQUISITOS: <b>NO TIENE</b>			
HORAS/SEMANA: 6	TEORIA: 3	PRÁCTICA: 3	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: 2do

### ASIGNACIÓN DE LA CALIFICACIÓN:

La calificación de las pruebas se hará utilizando la escala de veinte puntos (de cero a veinte), siendo necesarios (10) puntos para aprobar la asignatura.

### REQUISITOS:

- Bachiller en Ciencias o en una de las especialidades Técnicas del Ciclo Diversificado.

### HORAS DE CONTACTO POR SEMANA:

**TEORIA:** Tres (3) horas

**RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS:** Tres (3) horas

**CONSULTA FUERA DE HORAS DE CLASES:** El curso dispondrá de por lo menos seis (6) horas, en un horario fijado de mutuo acuerdo entre el profesor y los alumnos, para aclarar las dudas que puedan aparecer durante el estudio de la asignatura.

### BIBLIOGRAFÍA:

- K. Whitten, R. Davis, M. Peck. **Química General**. Mc Graw Hill  
T. Brown, H. Le May, B. Bursten. **Química, La Ciencia Central**. Prentice Hall  
R. Chang. **Química**. Mc Graw Hill  
P. Ander y A. Sonnesa. **Química General**

APROBADO EN CONSEJO DE ESCUELA:	APROBADO EN CONSEJO DE FACULTAD:	VIGENCIA DESDE: 1994	HOJA 8/8
---------------------------------	----------------------------------	----------------------	----------