



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



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL II</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CÓDIGO: <b>0442</b>	UNIDADES: <b>4</b>			REQUISITOS: <b>0441</b>			
HORAS/SEMANA: <b>5</b>	TEORÍA: <b>3</b>	PRÁCTICA: <b>2</b>	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>3er</b>

### OBJETIVOS GENERALES

Con este programa se pretende completar los conocimientos básicos de Química General que todo Ingeniero requiere, así como también poder aplicar los conocimientos adquiridos en el estudio de materias afines del ciclo profesional.

Al finalizar el curso el alumno deberá haber adquirido conocimientos teóricos necesarios para el estudio completo de una reacción química, en aspectos esenciales como son el termodinámico y el equilibrio.

### OBJETIVOS ESPECIFICOS:

#### TEMA I: TERMODINAMICA:

Al finalizar el tema el estudiante:

- 1.1. Diferenciará entre sistemas y alrededores.
- 1.2. Especificará el estado de un sistema termodinámico en función de unas variables de estado o funciones de estado.
- 1.3. Establecerá los requisitos que debe reunir una variable para ser una función de estado.
- 1.4. Dadas varias transformaciones identificará todos los tipos de procesos que ocurren.
- 2.1 Concluirá que el trabajo y el calor son diferentes formas de manifestar los cambios energéticos.
- 2.2 Establecerá que el primer principio es la generalización de hechos experimentales y naturales sobre la conservación de la energía.
- 2.3 Determinará la ecuación que define el primer principio de la termodinámica.
- 2.4 Dado un proceso, determinará el signo del calor y el trabajo correspondiente.
- 2.5 Dado para un sistema dos procesos diferentes los cuales tienen el mismo estado inicial y final, calculará el cambio de energía interna, el trabajo y el calor, y comprobará que el cambio de energía interna es una función de estado, mientras que el calor y el trabajo no son funciones de estado.



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



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL II</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CÓDIGO: <b>0442</b>	UNIDADES: <b>4</b>			REQUISITOS: <b>0441</b>			
HORAS/SEMANA: <b>5</b>	TEORÍA: <b>3</b>	PRÁCTICA: <b>2</b>	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>3er</b>

- 2.6 Demostrará a partir de la ecuación del primer principio de la termodinámica que la variación de energía interna de un sistema es igual al calor absorbido o desprendido solamente cuando el proceso se realiza a volumen constante.
- 2.7 Demostrará a partir de la ecuación del primer principio de la termodinámica que la variación de energía interna de un sistema es igual al calor absorbido o desprendido solamente cuando el proceso se realiza a volumen constante.
- 3.1 Establecerá la ecuación que define el cambio de entalpía de un sistema.
- 3.2 Demostrará a partir de la ecuación anterior, que la variación de entalpía es igual al calor absorbido o desprendido solamente cuando un proceso se realiza a presión constante.
- 4.1 Concluirá que se pueden definir dos capacidades caloríficas que son las capacidades caloríficas a volumen y a presión constante.
- 4.2 Determinará el calor absorbido o desprendido por un gas ideal cuando sufre transformaciones a presión y a volumen constante.
- 5.1 Dada una reacción química a temperatura constante determinará la relación que hay entre el cambio de entalpía y el cambio de energía interna.
- 5.2 Analizará la necesidad de asignar a cada sustancia una entalpía absoluta y concluirá que para esto es preciso elegir un estado de entalpía cero.
- 5.3 Establecerá cual es el estado normal o estándar de un elemento y compuesto y asignará el estado de entalpía cero.
- 5.4 Definirá entalpía de formación de un compuesto y demostrará la utilidad de este término para realizar cálculos termoquímicos.
- 5.5 Determinará aplicando la Ley de Hess, la variación de entalpía para una reacción, a partir de las variaciones de entalpía de diferentes reacciones las cuales combinadas dan la reacción buscada, llevándose a cabo todas las reacciones a presión y temperatura constantes.
- 5.6 Dada una reacción química a una temperatura diferente de la normal, calculará la variación de entalpía de esa reacción a dicha temperatura, conociendo los valores de las capacidades caloríficas de los reaccionantes y de los productos y el cambio de entalpía de esa reacción en condiciones normales.
- 6.1 Diferenciará entre un proceso espontáneo y uno reversible.
- 6.2 Inferirá basándose en los postulados del segundo principio de la termodinámica los criterios para predecir si un proceso será o no reversible.



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



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL II</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CÓDIGO: <b>0442</b>	UNIDADES: <b>4</b>			REQUISITOS: <b>0441</b>			
HORAS/SEMANA: <b>5</b>	TEORÍA: <b>3</b>	PRÁCTICA: <b>2</b>	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>3er</b>

- 6.3 Calculará el cambio de entropía en diferentes transformaciones y determinará si ocurre un cambio espontáneo.
- 6.4 Dada una reacción de formación de un compuesto a partir de sus elementos, calculará la variación de entropía para dicha reacción.
- 6.5 Dada una reacción química cualquiera, determinará la variación de entropía para dicha reacción.
- 7.1 Establecerá los criterios en términos de las variables de presión, volumen, temperatura para poder determinar a partir de la magnitud del cambio de energía libre de Gibbs si un sistema se encuentra en equilibrio o si produce un cambio espontáneo o no.
- 7.2 Analizará el efecto relativo de los signos de  $\Delta H$ ,  $T$  y  $\Delta S$  sobre el signo del cambio de energía libre de Gibbs ( $\Delta G$ ).
- 7.3 Dado un proceso a temperatura constante para un gas ideal, calculará el cambio de energía libre de Gibbs.
- 8.1 Analizará la utilidad de asignar valores absolutos de energía libre de Gibbs.
- 8.2 Dada una reacción química, calculará la energía libre estándar ( $\Delta G^0$ ) a partir de las energías libres estándar de formación ( $\Delta G_f^0$ ) de los reaccionantes y productos de dicha reacción química y con el valor obtenido de la energía libre estándar calculará la constante de equilibrio.
- 8.3 Dado el valor de la constante de equilibrio para una reacción química, inferirá si esta reacción está muy desplazada hacia los productos o no.

**TEMA II: EQUILIBRIO QUÍMICO:**

Al finalizar el tema el estudiante:

- 1.1 Concluirá que las reacciones reversibles alcanzarán finalmente el equilibrio y por lo tanto son incompletas.
- 2.1 Explicará el estado dinámico del equilibrio por la igualdad de las velocidades de las dos reacciones químicas opuestas.
- 2.2 Establecerá que cuando el sistema se encuentra en el equilibrio las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes.
- 3.1 Formulará para una determinada reacción que se lleva a cabo a temperatura constante, un término que tendrá un valor constante en el equilibrio y que recibe el nombre de constante de equilibrio.



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



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL II</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CÓDIGO: <b>0442</b>	UNIDADES: <b>4</b>			REQUISITOS: <b>0441</b>			
HORAS/SEMANA: <b>5</b>	TEORÍA: <b>3</b>	PRÁCTICA: <b>2</b>	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>3er</b>

- 3.2 Concluirá que el valor de la constante de equilibrio es una propiedad característica de las reacciones a temperatura constante.
- 3.3 Reconocerá que el valor numérico de la constante de equilibrio de una reacción, se puede emplear para decidir: a) la dirección en que se desplazará un sistema químico para llegar al equilibrio b) la extensión con que se efectuará la reacción.
- 3.4 Establecerá la relación existente entre las constantes de equilibrio expresadas en diferentes términos.
- 4.1 Analizará las diferentes formas de perturbar el equilibrio de un sistema químico: a) Añadiendo o retirando un reactivo o producto; b) cambiando el volumen del sistema; c) variando la temperatura
- 4.2 Aplicará el principio de Le Chatelier para predecir en que dirección se desplazará una reacción, cuando su equilibrio se ve afectado por algún factor externo, para tratar de llegar a una nueva condición de equilibrio.
- 4.3 Concluirá que una variación en la temperatura de la reacción hace cambiar el valor de la constante de equilibrio.

**TEMA III: EQUILIBRIO IONICO:**

Al finalizar el Tema el estudiante:

- 1.1 Establecerá la expresión de la constante de equilibrio para la reacción de autoionización del agua.
- 1.2 Concluirá que para la autoionización del agua, se obtiene siempre iguales concentraciones de iones hidronio e hidroxilo y determinará el pH para el agua pura.
- 1.3 Reconocerá si una solución es ácida, básica o neutra por los valores de pH calculados.
- 2.1 Identificará en una reacción ácido-base pares ácido-base conjugados.
- 2.2 Establecerá la expresión de la constante de equilibrio para ácidos y bases débiles y concluirá que el valor de la constante de equilibrio es una medida cuantitativa de la fuerza ácida o básica.
- 2.3 Dada una solución de un ácido poliprótico explicará los diferentes equilibrios en esa solución.
- 3.1 Identificará la hidrólisis como la reacción de sales y agua para producir ácidos o bases débiles.



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



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL II</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CÓDIGO: <b>0442</b>	UNIDADES: <b>4</b>			REQUISITOS: <b>0441</b>			
HORAS/SEMANA: <b>5</b>	TEORÍA: <b>3</b>	PRÁCTICA: <b>2</b>	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>3er</b>

- 3.2 Establecerá la expresión de la constante de equilibrio para estas reacciones de hidrólisis y la relacionará con la constante del producto iónico del agua y la constante de ionización del ácido o la base débil que se forma.
- 3.3 Predecirá si una hidrólisis será ácida, básica o neutra analizando el tipo sal que hidroliza.
- 4.1 Analizará el efecto que tiene un ion común, en una solución de un ácido o una base débil.
- 4.2 Determinará el pH de una solución reguladora o buffera y calculará el cambio que se produce en el pH cuando se le añade pequeñas cantidades de un ácido o una base fuerte.
- 5.1 Aplicará el concepto de neutralización a los diferentes tipos de reacciones ácido-base.
  - a) Reacciones de ácidos y bases fuertes.
  - b) Reacciones de ácidos débiles con bases fuertes.
  - c) Reacciones de ácidos fuertes y bases débiles
  - d) Reacciones de ácidos y bases débiles y determinará el pH de la solución resultante.
- 5.2 Reconocerá la necesidad de la presencia de los indicadores en las titulaciones ácido-base.
- 6.1 Establecerá la expresión de la constante de equilibrio para el equilibrio existente cuando sales ligeramente solubles se disuelven en agua.
- 6.2 Reconocerá que la solubilidad de una sal iónica, es la concentración de la sal disuelta en una solución saturada.
- 6.3 Predecirá que efecto tiene sobre la solubilidad de la sal el agregado de un ion común a la solución.
- 6.4 Concluirá a partir de los valores de la constante de solubilidad la posibilidad de la separación de dos sales en una solución acuosa.

**TEMA IV: ELECTROQUÍMICA:**

Al finalizar el estudiante:

- 1.1 Establecerá qué tipo de proceso es el que ocurre en una celda galvánica o pila.
- 1.2 Identificará los diferentes tipos de electrodos que se utilizarán en la construcción de las pilas.



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



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL II</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CÓDIGO: <b>0442</b>	UNIDADES: <b>4</b>			REQUISITOS: <b>0441</b>			
HORAS/SEMANA: <b>5</b>	TEORÍA: <b>3</b>	PRÁCTICA: <b>2</b>	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>3er</b>

- 1.3 Reconocerá en una celda galvánica las medias reacciones que ocurren en cada electrodo.
- 2.1 Identificará los factores que afectan el voltaje de una celda galvánica y establecerá las condiciones que caracterizan a una celda galvánica cuyo voltaje ha sido medido bajo condiciones estándar.
- 2.2 Analizará la necesidad de emplear un electrodo de referencia para determinar los valores de los potenciales de electrodo estándar.
- 2.3 Concluirá que el voltaje estándar es posible dividirlo en dos partes, una correspondiente al potencial de reducción estándar y la otra correspondiente al potencial de oxidación estándar.
- 2.4 Analizará la necesidad de seleccionar un potencial estándar de referencia y de esta manera establecer una tabla de potenciales estándar o serie electromotriz.
- 2.5 Reconocerá la utilidad de la tabla de potenciales estándar para determinar la fuerza relativa de agentes oxidantes y reductores.
- 3.1 Predecirá el efecto que tendrá sobre el voltaje, los cambios en la concentración de los reaccionantes y productos.
- 3.2 Reconocerá si una reacción de oxido-reducción es espontánea mediante el signo que presente el voltaje calculado, para una pila donde se produzca dicha reacción.
- 3.3 Establecerá la ecuación para el cálculo del voltaje de una pila, que se encuentran en condiciones de concentración diferentes a las estándar.
- 3.4 Establecerá la relación existente entre el voltaje en condiciones estándar y la constante de equilibrio de una reacción redox utilizando la ecuación de Nernst.
- 3.5 Reconocerá que una de las aplicaciones de las pilas es la determinación del valor de la constante del producto de solubilidad midiendo el voltaje en una celda de concentración.
- 4.1 Establecerá que tipo de proceso es el que ocurre en una electrólisis.
- 4.2 Determinará en un proceso electrolítico mediante las leyes de Faraday, la relación que hay entre la cantidad de electricidad que pasa por la celda y las cantidades de sustancias producidas, por oxidación y reducción en los electrodos.
- 4.3 Reconocerá las aplicaciones más importantes de las celdas electrolíticas, por ejemplo la galvanoplastia.



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



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL II</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CÓDIGO:	UNIDADES:			REQUISITOS:			
<b>0442</b>	<b>4</b>			<b>0441</b>			
HORAS/SEMANA:	TEORÍA: <b>5</b>	PRÁCTICA: <b>3</b>	LABORATORIO: <b>2</b>	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>3er</b>

### PROGRAMA SINOPTICO

Se realizaran actividades que pondrán al alumno en contacto con las características de la materia, los conocimientos que deben dominar y la metodología de trabajo.

#### TEMA I. TERMODINAMICA QUÍMICA:

Sistemas, estados y funciones de estado. Trabajo y calor. Primera ley de la termodinámica. Entalpía. Termoquímica. Concepto de espontaneidad y de reversibilidad. Segunda ley de la termodinámica: concepto de entropía. Concepto de energía libre, energía libre y constante de equilibrio. Problemas.

#### TEMA II. EQUILIBRIO QUÍMICO:

Naturaleza dinámica del equilibrio químico. La constante de equilibrio y su interpretación. Alteración del equilibrio por cambios de concentración. Factores externos que afectan el equilibrio químico. Principio de Le Chatelier. Problemas.

#### TEMA III. EQUILIBRIO IÓNICO:

Equilibrio iónico en soluciones acuosas. La ionización del agua y la escala de pH. Ácidos y bases. Hidrólisis. Efectos del ion común. Soluciones reguladoras. Neutralización. Indicadores. Producto de solubilidad. Problemas.

#### TEMA IV. ELECTROQUÍMICA:

Pilas galvánicas. Electrodos. La ecuación de Nernst. Potenciales redox y constantes de equilibrio. Electrólisis. Problemas.

### REQUISITOS:

- Formales: Bachiller en Ciencias o en una de las especialidades técnicas del Ciclo Diversificado.



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



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL II</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CÓDIGO: <b>0442</b>	UNIDADES: <b>4</b>			REQUISITOS: <b>0441</b>			
HORAS/SEMANA: <b>5</b>	TEORÍA: <b>3</b>	PRÁCTICA: <b>2</b>	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>3er</b>

2. Académicos:
- i) Aprobación de la asignatura Química I (0441)
  - ii) Conocimientos de los principios fundamentales de física.
  - iii) Uso del álgebra y del cálculo como instrumentos para resolver problemas que involucren relaciones entre variables o entre posiciones.

#### **HORAS DE CONTACTO:**

La asignatura se dicta en cuatro períodos semanales en la forma siguiente:

1. Un período semanal correspondiente a dos horas consecutivas de teoría.
2. Un período semanal correspondiente a una hora teoría.
3. Un período semanal correspondiente a dos horas consecutivas de práctica (resolución de problemas).

#### **EVALUACIÓN:**

Los objetivos contemplados en el programa son evaluados mediante la realización de tres (3) exámenes parciales, uno de recuperación y uno de reparación.

Cada uno de los exámenes parciales (3) se evalúan en grupos de objetivos por medio de preguntas teóricas y problemas.

En el primer examen parcial se evalúan los objetivos del Tema I (Termodinámica).

En el segundo examen parcial se evalúan el Tema II completo (Equilibrio Químico) y parte de los objetivos del tema III (Equilibrio Iónico).

En el tercer examen parcial se evalúa el resto de los objetivos del Tema III (Equilibrio Iónico) y una parte de los objetivos del tema IV (Equilibrio Iónico) y una parte de los objetivos del Tema IV (Electroquímica).

El examen de Recuperación es uno solo, y será sobre el Parcial de menor calificación. La nota de Recuperación sustituye a la del Parcial.



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



ASIGNATURA: <b>QUÍMICA GENERAL II</b>				TIPO DE ASIGNATURA: <b>OBLIGATORIA</b>			
CÓDIGO: <b>0442</b>	UNIDADES: <b>4</b>			REQUISITOS: <b>0441</b>			
HORAS/SEMANA: <b>5</b>	TEORÍA: <b>3</b>	PRÁCTICA: <b>2</b>	LABORATORIO:	SEMINARIO:	TRABAJO SUPERVISADO:	HORAS TOTALES DE ESTUDIO:	SEMESTRE: <b>3er</b>

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 al mismo tiempo varios de los objetivos a evaluar.

El examen de Reparación cubrirá todo el programa.

**ESCALA DE LA CALIFICACIÓN:**

La calificación de las diferentes pruebas se hace utilizando una escala de cero (0) a veinte (20) puntos siendo necesario un mínimo de diez (10) puntos para aprobar la asignatura.

El promedio de los tres (3) exámenes parciales representa el 100% de la nota definitiva.

**BIBLIOGRAFIA:**

1. K. Whitten, M. Peck, R. Davis, **Química General**, 5<sup>a</sup> Edición, Mc Graw Hill
2. T. Brown, H. LeMay, B. Bursten, **Química**, 7<sup>a</sup> Edición, Prentice Hall
3. R. Chang, **Química**, 4<sup>a</sup> Edición, Mc Graw Hill
4. D. Marcano. Editor, **Monografías de Química**, Edición, Miró
5. B. Mahan, **Química. Curso Universitario**, Fondo Educativo Interamericano.
6. B. Mahan, **Termodinámica. Química Elemental**.