

UNIVERSIDAD DE PUERTO RICO EN ARECIBO  
Departamento de Física-Química  
Segundo Semestre 2010 - 2011

BOSQUEJO DE QUÍMICA GENERAL II

I.	Título del Curso:	Química General II
II.	Codificación:	QUIM 3002
III.	Número de Créditos:	Cuatro (4)
IV.	Requisito Previo:	QUIM 3001
V.	Co-Requisito:	QUIM 3004 (Laboratorio de Química General II)
VI.	Horas Contacto:	Tres horas semanales de conferencia
VII.	Texto:	McMurry, John E. & Fay, Robert C. <i>General Chemistry Atoms First</i> , Prentice Hall, 2010
VII.	Descripción del curso:	Introducción a los principios fundamentales de la química, enfatizando fuerza de atracción intermolecular, preparación de soluciones, cinética química, equilibrio, ácidos y bases, termodinámica y electroquímica.
VIII.	Evaluación:	Tres (3) exámenes parciales, pruebas cortas y/o asignaciones 55% Un examen Final 20% Laboratorio 25%
IX.	Distribución del material	

**Capítulo 10: Líquidos, Sólidos y Cambios de Fase.**

[La sección 10.8 solamente se discute el cubo simple, cubo centrado en el cuerpo y centrado en las caras. Las secciones 10.7 y 10.9 están omitidas. Los problemas de  $\Delta S$  y  $\Delta G$  están omitidos. La sección 10.10 está asignada para su estudio independiente y conlleva una tarea que será explicada por el profesor(a) del curso.]

Objetivos:

Al finalizar el estudio de esta unidad, el estudiante debe:

Definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. enlace covalente polar
- b. momento dipolar
- c. fuerzas intermoleculares
- d. ion-dipolo
- e. fuerzas dipolo-dipolo
- f. dipolo instantáneo
- g. fuerzas de dispersión de London
- h. polarizabilidad
- i. puentes o enlaces de hidrógeno
- j. fuerzas de van der Waals
- k. tensión superficial
- l. fuerzas cohesivas
- m. fuerzas adhesivas
- n. capilaridad
- o. menisco
- p. viscosidad
- q. sólido cristalino
- r. sólido amorfo
- s. celda unitaria
- t. presión de vapor
- u. temperatura crítica
- v. presión crítica
- w. fusión
- x. congelación
- y. evaporación
- z. condensación

- aa. sublimación
- bb. deposición
- cc. punto de fusión normal
- dd. punto de ebullición normal
- ee. diagrama de fase
- ff. curva de calentamiento
- gg. calor molar de evaporación
- hh. calor molar de fusión
- ii. calor de sublimación
- jj. ecuación de Clausius Clapeyron
- kk. isotermal
- ll. isobárico

Distinguir entre fuerzas intermoleculares e intramoleculares y comparar su magnitud relativa.

Describir las siguientes fuerzas intermoleculares, comparar su magnitud relativa y dar ejemplos de sustancias o sistemas donde existen; o dada una estructura molecular, identificar las fuerzas intermoleculares que se esperan para ésta:

- a. ion- ion
- b. ion- dipolo
- c. dipolo- dipolo
- d. London
- e. puentes de hidrógeno

Predecir cómo los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares afectan ciertas propiedades como: el punto de fusión, punto de ebullición, presión de vapor, viscosidad, tensión superficial, temperatura crítica,  $\Delta H_{\text{evap}}$  y  $\Delta H_{\text{fus}}$

Colocar en orden ascendente o descendente de punto de fusión o de ebullición una serie de compuestos basándose en el tipo y la magnitud relativa de las fuerzas intermoleculares y la masa molar.

Explicar y/o dibujar la curva de calentamiento o de enfriamiento para una sustancia que pasa por los tres estados

Explicar cómo varía en términos de magnitud relativa el  $\Delta H_{\text{evap}}$ , el  $\Delta H_{\text{fusión}}$  y el  $\Delta H_{\text{sublimación}}$  para una sustancia en particular.

Calcular la cantidad de calor requerida para calentar o enfriar una sustancia utilizando el calor de fusión o evaporación, la temperatura en que se encuentra, el calor específico de cada estado y la temperatura final.

Dado un diagrama de fases:

- a. identificar la presión y temperatura correspondiente al punto triple
- b. identificar la temperatura de ebullición y/o de fusión a una presión dada
- c. identificar y explicar un proceso isotermal (a temperatura constante) y un proceso isobárico (a presión constante)
- d. explicar el significado de cualquier punto en las curvas de equilibrio o en las áreas entre las curvas

Explicar y/o dibujar:

- a. la variación de la presión de vapor de un líquido o sólido con la temperatura
- b. el diagrama de fase de agua o de  $\text{CO}_2$
- c. la variación del punto de fusión con la presión cuando la densidad del sólido es mayor que la del líquido o viceversa
- d. un cambio isotérmico o isobárico en un diagrama de fases dado

Determinar el  $\Delta H_{\text{vap}}$ , la presión o la temperatura utilizando la ecuación de Clausius-Clapeyron.

Saber los tipos de sólidos, la fuerza intermolecular y algunas propiedades.

Determinar el número de átomos en un cubo simple, centrado en el cuerpo y centrado en las caras.

Calcular el número de Avogadro, el tipo cubo, la densidad, masa molar, largo de la arista, etc, dado ciertos datos.

## Capítulo 11: Soluciones y sus Propiedades

[En la sección 11.7, se omiten los temas de energía libre de Gibbs ( $\Delta G$ ) y entropía ( $\Delta S$ ). La sección 11.10 se discute en el laboratorio.]

Objetivos:

Al finalizar el estudio de esta unidad, el estudiante debe:

Definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. solución
- b. coloide
- c. soluto
- d. disolvente
- e. solución saturada
- f. solución sobresaturada
- g. soluble e insoluble
- h. miscible e inmiscible
- i. solvatación
- j. hidratación
- k. entropía
- l. porcentaje por masa
- m. molaridad
- n. fracción molar
- o. molalidad
- p. solubilidad
- q. concentración
- r. propiedades coligativas
- s. osmosis
- t. presión osmótica
- u. ley de Raoult
- v. solución ideal
- w. destilación fraccionada
- x. efecto de Tyndall
- y. movimiento Browniano
- z. emulsión
- aa. coloide hidrofílico
- bb. coloide hidrofóbico
- cc. ley de Henry
- dd. propiedades coligativas
- ee. constante crioscópica molar,  $K_f$
- ff. constante ebulioscópica molar,  $K_b$
- gg. coeficiente de Van't Hoff ( $i$ )
- hh. suspensión

Describir o dar ejemplos de soluciones en los tres estados (gas, líquido y sólido) e identificar el soluto y el disolvente en cada ejemplo.

Predecir cómo afecta la solubilidad:

- a. la naturaleza del disolvente del soluto
- b. las atracciones intermoleculares e interiónicas del soluto y disolvente
- c. la temperatura

Saber las unidades de concentración.

Preparar soluciones de una concentración dada.

Saber el significado de molaridad, molalidad y porcentaje.

Dada una concentración, convertirla a otra unidad de concentración.

Saber el efecto que tiene la presión y el efecto que tiene la temperatura en la solubilidad de gases.

Aplicar la Ley de Henry.

Aplicar la Ley de Raoult:  $P_{\text{soln}} = P_{\text{solv}} X_{\text{solv}}$

Aplicar la ecuación:  $P_B = X_B P_B^\circ$

Explicar cualitativamente por qué la presencia de un soluto no-volátil causa una reducción o un descenso en la presión de vapor de la solución.

Explicar cualitativamente como se afecta la presión de vapor de un líquido volátil al disolverse en éste otro líquido volátil.

Dada la masa o la concentración de un soluto-no volátil determinar lo siguiente:

- el punto de ebullición o de fusión de la solución dado  $K_b$  (constante de ebulloscópica) o  $K_f$  (constante crioscópica) o viceversa
- la masa molar dado el punto de ebullición o de fusión de la solución

Calcular la disminución en el punto de fusión o el aumento en el punto de ebullición de una solución a partir de la masa del soluto y del disolvente, y el valor de la constante crioscópica molal ( $K_f$ ) o de la constante ebulloscópica molal ( $K_b$ ).

Determinar el factor de van't Hoff.

Ordenar una serie de soluciones de molalidad conocida, en orden ascendente o descendente de punto de fusión o punto de ebullición.

Distinguir entre solución, coloides y suspensión.

Determinar la presión osmótica conociendo la temperatura de la solución y su molaridad.

Calcular la masa molar del soluto, dada la presión osmótica, temperatura y la masa de los componentes de la solución.

**Examen I: viernes, 25 de febrero de 2011 de 5:00 – 7:00 p.m. en el Teatro de la Universidad de Puerto Rico en Arecibo(UPRA).**

### Capítulo 12: Cinética Química. [Se elimina la sección 12.6]

Al finalizar el estudio de esta unidad, el estudiante debe:

Objetivos:

Definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- cinética química
- rapidez de reacción
- orden de reacción
- reacción de orden cero
- reacción de primer orden
- reacción de segundo orden
- energía de activación
- complejo activado
- catalizador
- estado de transición
- teoría de colisiones
- colisión efectiva
- mecanismo de reacción
- mecanismo concertado
- molecularidad
- intermediario de la reacción
- reacción unimolecular
- reacción bimolecular
- reacción termolecular
- paso más lento
- catalizador
- enzimas
- vida media ( $t_{1/2}$ )
- ecuación de Arrhenius

Explicar cualitativamente como los siguientes factores afectan la rapidez de una reacción :

- la naturaleza de los reactivos
- la concentración de los reactivos
- la presencia de un catalizador
- la temperatura

Escribir las posibles formas de definir la rapidez de la reacción, e indicar la relación entre la rapidez de aparición de un producto o desaparición de un reactivo en términos de cualquier otro reactivo o producto, dada la ecuación balanceada de la reacción.

Determinar la rapidez promedio.

Identificar el orden de una reacción con respecto a cada reactivo y el orden total a base de la expresión matemática para la rapidez de la reacción.

Escribir la ecuación de rapidez de reacción a partir de los valores experimentales de la rapidez inicial de una reacción a diferentes concentraciones y calcular:

- el orden de la reacción
- el valor de la constante de rapidez (**k**) expresada con las unidades apropiadas
- la rapidez de la reacción a otras condiciones de concentración y tiempo

Saber las ecuaciones que aplican en el método gráfico para la rapidez de reacción.

Determinar  $t_{1/2}$ , la concentración al cabo de un tiempo o el tiempo dado los datos para determinarlo usando el método gráfico.

Determinar la vida media ( $t_{1/2}$ ).

Aplicar la ecuación de Arrhenius

Saber de que depende el valor de **k**.

Saber que afecta la energía de activación.

Dado el mecanismo de reacción, determinar los intermediarios y la molecularidad de cada paso.

Determinar si un mecanismo establecido es correcto o incorrecto.

Usar una gráfica de energía potencial en función de coordenada de reacción para deducir:

- la energía de activación para la reacción directa
- la energía de activación para la reacción opuesta
- $\Delta H$  de la reacción directa o de la reacción inversa
- las especies asociadas a cada región de la curva
- el número de pasos del mecanismo de reacción
- cuales pasos son endotérmicos o exotérmicos
- los intermediarios
- el paso más lento
- complejo activado

Distinguir entre un catalizador homogéneo o heterogéneo

Distinguir entre un proceso unimolecular, bimolecular y termolecular y escribir la ecuación de rapidez para cada paso o reacción elemental.

### **Capítulo 13: Equilibrio Químico [Se elimina la sección 13.11]**

Objetivos:

Al finalizar el estudio de esta unidad, el estudiante debe:

Definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- reversible
- equilibrio
- equilibrio dinámico
- equilibrio químico
- constante de equilibrio
- equilibrio homogéneo
- equilibrio heterogéneo
- expresión de la constante de equilibrio
- cociente de reacción ( $Q_c$ )
- $K_c$ , constante de equilibrio en términos de concentración
- $K_p$ , constante de equilibrio en términos de presión
- principio de Le Châtelier

Escribir la expresión de la constante de equilibrio, dada la ecuación química de un sistema homogéneo o heterogéneo.

Explicar la relación entre  $K_p$  y  $K_c$ , y resolver problemas dado el valor una de ellas a cierta temperatura y la ecuación química del sistema en equilibrio.

Calcular el valor de la constante para la reacción inversa, o para un múltiplo de la ecuación original, dado el valor de la constante de equilibrio para una reacción.

Calcular  $K_c$  o  $K_p$  según sea el caso dada la composición (molaridades o presiones parciales) de todas las sustancias en una mezcla en equilibrio.

Determinar el cociente de reacción ( $Q_c$ ) y determinar si la reacción se desplaza hacia la derecha, hacia la izquierda o está en equilibrio.

Determinar la composición en equilibrio de las especies químicas, dadas las cantidades iniciales de reactivos y la cantidad de una sustancia en equilibrio.

Aplicar el principio de Le Chatelier a una reacción química para predecir el efecto sobre un sistema en equilibrio si hay cambios en:

- la concentración de los reactivos o productos
- la presión
- la temperatura
- la adición de catalizador al sistema

Saber qué factores afecta un equilibrio químico.

Saber de qué depende el valor de  $K_c$ .

**Examen II: viernes, 25 de marzo de 2011 de 5:00-7:00 p.m. en el Teatro-UPRA.**

**Capítulo 14: Equilibrio Acuoso: Ácidos y Bases.** [La sección 14.11 está asignada para su estudio independiente y conlleva una tarea que será explicada por el profesor(a) del curso.]

Objetivos:

Al finalizar el estudio de esta unidad, el estudiante debe:

Definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- ácido o base fuerte
- ácido o base débil
- ácido de Arrhenius
- base de Arrhenius
- ácido de Brønsted
- base de Brønsted
- par conjugado
- ácido de Lewis
- base de Lewis
- sustancia anfotérica
- pH
- pOH
- ion hidronio
- oxiácido
- neutralización
- ácidos fuertes
- bases fuertes
- ácidos débiles
- bases débiles
- constante de ionización del ácido
- constante de ionización de la base
- constante de autoprotólisis de agua
- porcentaje de ionización
- ácidos monopróticos
- ácidos dipróticos
- ácidos polipróticos
- sales
- hidrólisis
- autoionización
- solución neutral
- solución ácida
- solución básica

Clasificar una sustancia como ácido o base fuerte ó ácido o base débil dada la fórmula molecular de ésta.

Escribir para un ácido o base débil:

- la ecuación del equilibrio para la ionización en solución acuosa (o de los equilibrios, si fuese un ácido poliprótico)
- la expresión matemática para la constante del equilibrio

Clasificar una ecuación ácido-base como una de Arrhenius, Bronsted-Lowry o Lewis.

Determinar la concentración de  $H_3O^+$  o  $OH^-$  para una solución acuosa de un ácido o una base fuerte dada una concentración o los datos suficientes para calcularla.

Determinar concentración de  $H_3O^+$  y de  $OH^-$  dado el pH o el pOH.

Determinar pH y pOH de ácidos y bases fuertes.

Instrumento usado para determinar pH.

Calcular el pH de una solución acuosa conociendo la concentración de  $\text{OH}^-$  o la de  $\text{H}_3\text{O}^+$  de una solución acuosa de un ácido, base o sal.

Identificar el ácido, la base, el ácido conjugado y la base conjugada dada una ecuación ácido-base de Bronsted-Lowry o dado el ácido y la base de Bronsted escribir la base o el ácido conjugado.

Predecir la fortaleza ácida relativa o la fortaleza básica relativa:

- de una serie de compuestos de hidrógeno y elementos de un periodo o familia
- en una serie de oxiácidos
- en una serie de aniones
- en una serie de equilibrio

Decidir para una serie de ácidos o de bases débiles con sus respectivos valores de  $K_a$  ó  $K_b$  cuál tiene mayor grado de acidez o de basicidad.

Calcular el valor de  $K_a$  o  $K_b$  si se conoce la concentración y el porcentaje de ionización de un ácido o base débil ó el pH de la solución.

Dada la concentración inicial de un ácido o de una base débil (sal) y su respectivo valor de  $K_a$  calcular:

- las concentraciones de todas las especies presentes en el equilibrio
- el porcentaje de ionización y el pH del sistema.

Calcular el valor de la  $K_a$  o  $K_b$  de su base o ácido conjugado dada la constante de ionización para un ácido o base débil.

Establecer la relación entre  $K_a$  y  $K_b$ .

Predecir cualitativamente si una solución acuosa de una sal será ácida, básica o neutral dada la fórmula de ésta.

Calcular  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ , el pH, el pOH del sistema y el grado de hidrólisis de una sal dada la concentración inicial de la solución de la sal de un ácido o bases débil que se hidroliza y el valor de  $K_a$  o  $K_b$  del ácido o base débil correspondiente.

Explicar el efecto nivelador del disolvente.

## Capítulo 15: Aplicaciones de Equilibrios Acuosos

[Se eliminan la secciones 15.9, 15.14 y 15.15. En la sección 15.12 se eliminan los temas “Solubility and Formation of Complex Ions” y “Solubility and Amphoterism”.]

Objetivos:

Al finalizar el estudio de esta unidad, el estudiante debe:

Definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- neutralización
- efecto del ion común
- solución amortiguadora
- capacidad amortiguadora
- $\text{p}K_a$  y  $\text{p}K_b$
- ecuación de Henderson-Hasselbalch
- titulación
- indicador
- curvas de titulación
- punto de equivalencia
- punto final
- capacidad amortiguadora
- producto de solubilidad ( $K_{ps}$ )
- solubilidad molar

Identificar si una solución es un amortiguador o no dada la composición de ésta.

Describir con ecuaciones químicas como funciona un sistema amortiguador.

Decidir si una serie de pares conjugados ácido/base débiles pueden usarse para preparar un sistema amortiguador de un pH dado conociendo sus valores respectivos del  $K_a$  o  $K_b$  (o de  $\text{p}K_a$  o  $\text{p}K_b$ ).

Calcular el pH de esta solución dado el valor de  $\text{p}K_a$  y las concentraciones de un ácido débil y su sal, o dada la  $K_b$  o  $\text{p}K_b$  y las concentraciones en una solución de una base débil y su sal.

Determinar la razón [ácido]/ [base] o [base]/[ácido] para preparar un sistema amortiguador de cierto pH, si se conocen las especies que componen el sistema y el  $K_a$  (o  $\text{p}K_a$ ) o  $K_b$  (o  $\text{p}K_b$ ).

Calcular las masas de un ácido débil y de su base conjugada (o una base débil y su ácido conjugado) necesarias para preparar un sistema amortiguador de un cierto pH.

Determinar el pH de un sistema amortiguador después de añadir una cantidad conocida de ácido o base fuerte dado el  $K_a$  o  $K_b$ .

Calcular la  $[H_3O^+]$  y el pH de la solución que resulta al añadir una cierta cantidad de ácido fuerte a base fuerte dado el volumen y la concentración del ácido y de la base durante las siguientes etapas de la titulación

- antes de comenzar la titulación
- antes del punto de equivalencia
- en el punto de equivalencia
- después del punto de equivalencia

Calcular la  $[H_3O^+]$  y el pH de la solución que resulta de la titulación de un ácido débil una base fuerte dado el volumen y la concentración del ácido y la base durante las siguientes etapas de la titulaciones:

- antes de comenzar la titulación
- antes del punto de equivalencia
- en el punto de equivalencia
- después del punto de equivalencia

Calcular la  $[H_3O^+]$  y el pH de la solución que resulta de la titulación de un ácido fuerte con una base débil dado el volumen y la concentración del ácido y la base durante las siguientes etapas de la titulación:

- antes de comenzar la titulación
- antes del punto de equivalencia
- en el punto de equivalencia
- después del punto de equivalencia

Explicar las diferencias entre las curvas de titulación de:

- ácido fuerte con base fuerte
- ácido débil con base fuerte
- base débil con ácido fuerte
- base débil con ácido débil

Mencione los factores que afectan la solubilidad

Calcular el pH de un ácido diprótico.

Determinar el ácido a utilizarse para preparar una solución amortiguadora de un pH dado.

Preparar una solución amortiguadora de un pH específico.

Determinar  $K_{ps}$  de una sustancia poco soluble dada su solubilidad molar y viceversa.

Dado el valor de  $K_{ps}$  para un compuesto iónico y la concentración de uno de sus iones en solución, calcular la concentración del otro ión necesaria para precipitar el compuesto.

Comparar la solubilidad de una sal en agua y la solubilidad de esa sal en presencia de un ion común dado el valor de  $K_{ps}$ .

Saber el efecto del ion común en la solubilidad molar.

Predecir si hay precipitación o no al llevar a cabo ciertas mezclas.

**Examen III: viernes, 29 de abril de 2011 de 5:00 – 7:00 p.m. en el Anfiteatro de Enfermería y otros salones de UPRA.**

### Capítulo 16: Termodinámica: Entropía, Energía libre y Equilibrio

[La discusión de este capítulo se comienza con las secciones 8.12 y 8.13 (págs. 287 – 293 y las págs. 355 – 358). Se elimina la sección 16.3. Este capítulo se incluye en el examen final del curso.]

Objetivos:

Al finalizar el estudio de esta unidad, el estudiante debe:

Definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- termodinámica
- proceso espontáneo
- proceso no espontáneo
- entropía
- energía libre de Gibbs
- estado estándar



- g. primera ley de termodinámica
- h. segunda ley de termodinámica
- i. tercera ley de termodinámica
- j. entropía estándar molar
- k. entropía estándar de reacción
- l. energía libre, G
- m. cambio en energía libre
- n. energía libre de formación estándar  $\Delta G_f^\circ$

Enunciar las tres leyes de termodinámica y escribir las expresiones matemáticas que le corresponden.

Con respecto a las propiedades termodinámicas  $\Delta H$ ,  $\Delta G$  y  $\Delta S$ :

- a. expresar las relaciones matemáticas entre ellas
- b. indicar el significado de los signos de estas propiedades
- c. calcular el valor de una de ellas usando esas expresiones y los datos necesarios

Calcular el cambio en entropía del sistema,  $\Delta S$ , dado el calor de transición de fase y la temperatura de la transición o determinar la temperatura del sistema en equilibrio dado  $\Delta H$  y  $\Delta S$ .

Predecir el signo de  $\Delta S$  para una reacción.

Seleccionar entre un grupo de sustancias, cuál tiene la mayor o la menor entropía o colocar una serie de sustancias en orden ascendente o descendente de entropía.

Calcular la entropía de reacción ( $\Delta S_{rx}^\circ$ ) dadas las entropías estándar de reactivos y productos.

Calcular el cambio en la energía libre estándar  $\Delta G^\circ$  para una reacción dada las entalpías de formación estándar y las entropías de formación estándar de reactivos y productos y decidir la espontaneidad de la misma.

Calcular el cambio en la energía libre estándar  $\Delta G^\circ$  para una reacción dadas las energías libres de formación de reactivos y productos, y decidir la espontaneidad de la reacción.

Escribir para una ecuación balanceada la expresión para la constante de equilibrio termodinámica (K) y calcular el valor de K dado el cambio en la energía libre estándar o viceversa.

Predecir si una reacción será o no espontánea a base de los signos de  $\Delta H$  y de  $\Delta S$  y explicar el efecto de la temperatura sobre la espontaneidad de la reacción.

Dados  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$ , o datos para obtenerlos, calcular  $\Delta G^\circ$  para una reacción a otra temperatura que no sea  $25^\circ\text{C}$

**Capítulo 17: Electroquímica. [La discusión de este capítulo comienza con la discusión de las secciones 7.6, 7.7, 7.8 y 7.9 (páginas 236 – 249). Se eliminan las secciones 17.7 hasta la 17.14. Este capítulo se incluye en el examen final del curso.]**

Objetivos:

Al finalizar el estudio de esta unidad, el estudiante debe:

Definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. oxidación
- b. reducción
- c. número de oxidación
- d. agente oxidante
- e. agente reductor
- f. número de oxidación
- g. desproporción
- h. electroquímica
- i. celda electroquímica (celda galvánica o voltaica)
- j. cátodo
- k. ánodo
- l. puente salino
- m. voltímetro
- m. voltaje
- n. fuerza electromotriz (fem)
- o. potencial
- p. potencial de reducción
- q. potencial de oxidación
- r. potencial de la celda

- s. constante de Faraday
- t. coulombs
- u. amperes
- v. electrodo de hidrógeno estándar
- w. electrodo de vidrio
- x. ecuación de Nernst
- y. celda de concentración
- z. electrólisis
- aa. celda electrolítica
- bb. sobrevoltaje
- cc. coulombs
- dd. corriente

Escribir los números de oxidación de todos los elementos o ion monoatómico.

Escribir los números de oxidación de un compuesto o ion poliatómico.

Para una reacción de oxidación-reducción separarla en dos medias reacciones identificando la oxidación y la reducción, el agente oxidante y el reductor.

Dados los potenciales estándar de reducción saber quien se oxida y quien se reduce.

Dada una reacción de oxidación-reducción:

- a. balancearla en medio ácido o en medio básico por el método de las medias reacciones
- b. identificar el agente oxidante y el reductor

Arreglar una serie de especies químicas en orden de fortaleza de agente oxidante (o de agente reductor) a base de los potenciales de los electrodos.

Usar la descripción de una celda voltaica para:

- a. dibujar la celda, rotulando el ánodo y el cátodo
- b. indicar las direcciones del flujo de electrones y la migración de iones
- c. escribir la reacción que ocurre en el ánodo, la reacción que ocurre en el cátodo y la reacción total

Escribir la reacción total de una celda voltaica dada la notación abreviada para la celda, o dada la reacción de la celda, escribir la notación de la celda.

Utilizar los potenciales de reducción estándar para:

- a. calcular la fuerza electromotriz estándar de una celda voltaica
- b. calcular el cambio en energía libre estándar
- c. decidir la dirección de espontaneidad para una reacción de oxidación-reducción bajo condiciones estándar.

Calcular el potencial de un electrodo si se conoce el potencial de la celda o datos para calcularlo, y el potencial del otro electrodo.

Calcular la fuerza electromotriz estándar de una celda voltaica dada una tabla de energías libres de formación estándar o viceversa.

Calcular la constante de equilibrio para una reacción de oxidación-reducción dados los potenciales estándar o viceversa.

Calcular el  $\Delta G^\circ$  dada la constante de equilibrio o los datos para calcularla.

Calcular el potencial del electrodo para condiciones no estándar dado el potencial estándar de un electrodo o calcular la fem de la celda dados los potenciales estándar de los electrodos y las concentraciones de sustancias en una celda voltaica.

Determinar la corriente y la carga dados ciertos datos.

Emplear una descripción de una celda electrolítica para:

- a. dibujar la celda, rotulando el ánodo y el cátodo
- b. indicar las direcciones del flujo de electrones y la migración de los iones en la solución
- c. escribir la reacción que ocurre en el ánodo, la reacción que ocurre en el cátodo la reacción total de la celda

Predecir cuáles reacciones se favorecen en la electrólisis de una solución acuosa, usando valores de potenciales estándar de reducción.

Calcular la cantidad de carga que fluye o el tiempo que tarda en fluir ésta cuando se usa una corriente constante dada la cantidad de producto obtenido por electrólisis o viceversa.

Comparar una celda galvánica con una electrolítica en cuanto a:

- a. función principal
- b. signos de los electrodos
- c. signos de  $E^\circ$
- d. uso de puente salino

## X. Reglas:

1. Todos los exámenes parciales serán fuera del horario regular de clase; viernes en el Teatro de la Universidad de Puerto Rico en Arecibo.
2. No se elimina ningún examen parcial. **No hay reposiciones de exámenes.** Si el estudiante presenta una excusa razonable por haber faltado a un solo examen parcial, se le contará el porcentaje del examen final como la nota de ese examen.
3. **La asistencia al examen final es obligatoria para todos los estudiantes matriculados en el curso** y el promedio final de la clase será en base a los exámenes parciales, pruebas cortas y/o asignaciones, el examen final y el porcentaje obtenido en el laboratorio.
4. Si a usted se le encuentra copiándose en un examen, se le removerá el examen y obtendrá cero (0) como nota de ese examen parcial y será referido a la Junta de Disciplina de la Universidad de Puerto Rico en Arecibo.
5. El examen corregido se le entregará en el salón de clase y usted tendrá una semana para hacer cualquier reclamación respecto a la corrección del mismo. Todos los cálculos de los problemas resueltos deberán aparecer en el examen, de lo contrario tendrá cero en el problema.
6. **El prontuario del curso está disponible en la oficina del profesor, de la profesora o por Internet en la siguiente dirección [www.upra.edu](http://www.upra.edu).**
7. La asistencia al salón de clases es compulsoria y se pasará lista cada vez que se reúna la clase.
8. **No se permite el uso de teléfonos celulares en el salón de clase ni durante el periodo de exámenes.**
9. Durante el periodo de exámenes usted traerá sus propios lápices, goma y calculadora científica. **No se permitirá el uso de calculadoras programables ni de las calculadoras científicas de los celulares.**
10. Tanto el material de la clase como las fechas para los exámenes parciales pueden estar sujetas a cambios. Cualquier cambio se les notificará con anticipación.
11. Cualquier ausencia del profesor se puede reponer ofreciendo los exámenes u otra actividad académica fuera del horario de clases. Esta reposición puede ser en cualquier horario incluyendo vespertino o sabatino por consenso del grupo y con el endoso del acuerdo y firma de asistencia a la reposición.
12. **Los estudiantes que por alguna condición necesitan acomodo razonable, deben notificarlo al profesor o la profesora de la conferencia al comienzo del semestre académico para hacer los arreglos necesarios. Esto incluye a los estudiantes que reciben servicios de Rehabilitación Vocacional. El estudiante será referido a la Oficina de Procuraduría Estudiantil de la Universidad de Puerto Rico en Arecibo para que la Procuradora de Estudiantes certifique la necesidad especial del estudiante y ofrezca recomendaciones de acomodo razonable.**

Revisado en enero de 2011 por los profesores: Dr. Fernando Herrera, Dra. Maiella Ramos, Prof. Ivonne Fernández y Prof. Sylka V. Torres Navas.