

QUIMICA GENERAL II 0-106

CORREQUISITO: Q-107 Laboratorio de Química General II
COORDINADOR: M.Sc. Niko Hilje Quirós, Oficina #111
COORDINADOR DE
LABORATORIOS: Lic. Emilia Piñeres Renault, Oficina #111B

DESCRIPCION GENERAL

El curso de teoría (Q-106) y el laboratorio (Q-107), se pueden aprobar o improbar independientemente uno del otro. La nota para aprobar es 7.0

La materia se imparte en cuatro horas semanales de clases de teoría (Q-106) para todo el grupo y tres de laboratorio (Q-107) a grupos de veinte estudiantes, cada uno atendido por un asistente.

NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

Todo estudiante del curso deberá cumplir con las normas académicas y de conducta que ha establecido la Cátedra. Entre ellas están:

- a. Traer a las sesiones de laboratorio el material que se pida: caja de fósforos o encendedor, limpión de cualquier tela absorbente, anteojos de seguridad, delantal o gabacha y otros que el asistente en su oportunidad indicará. El alumno que no cumpla con esta disposición será retirado del laboratorio.
- b. Revisar la gaveta y verificar el contenido de la misma cada vez que la use, reportando al encargado de la ventanilla cualquier faltante en el equipo. El reporte del equipo faltante debe hacerse durante los primeros minutos de iniciado cada período de práctica.
- c. No gritar ni silbar. El laboratorio es un aula en la que se pide el debido respeto. Se puede hablar en voz baja.
- d. No es permitido recibir visitas durante la sesión de laboratorio; tampoco es permitido fumar, beber o comer. Ingerir alimento puede ser peligroso para su salud dada la posibilidad de contaminación con sustancias tóxicas.

PROGRAMA DEL CURSO

Se cubrirá la materia de los capítulos: 11, 12, 13, 14, 15, 18, 19, 20, 22 y 23, del libro de texto: MASTERTON & SLOWINSKI. Algunas partes serán suprimidas y otras ampliadas según lo que se indique en los Objetivos del Curso.

EVALUACION DEL CURSO

Teoría

Se efectuarán tres pruebas parciales comunes a todos los estudiantes de Q-106 en las fechas indicadas en el calendario adjunto. Se realizarán además, dos exámenes cortos cuyas fechas establecerá oportunamente el profesor de teoría, quedando a opción de éste la realización de un tercer examen corto. De conformidad con lo establecido en el Reglamento de la Facultad de Ciencias, la calificación total del curso resultará de una nota de aprovechamiento y un examen final. Las notas de los exámenes parciales, exámenes cortos y asignaciones constituirán la nota de aprovechamiento.

VALOR DE LAS CALIFICACIONES

Aprovechamiento:	70%	{ Exámenes parciales: (75% del aprovechamiento) Exámenes cortos: (25% del aprovechamiento)
Examen final:	30%	

Para poder presentar examen final, la nota de aprovechamiento mínima debe ser igual a 6.0. El estudiante cuya nota de aprovechamiento sea igual o superior a ocho (8.0), será eximido de examen final y aprobará el curso automáticamente. El alumno que por algún motivo especial no pueda presentar un examen parcial deberá presentar a su profesor respectivo una justificación para que el examen no le sea tomado en cuenta (se le promediarán únicamente dos parciales) pero perderá el derecho a la exención del examen final. No habrá reposición de exámenes parciales

Para aprobar el curso, el promedio ponderado de la nota de aprovechamiento y del examen final debe ser igual a siete (7.0).

Si el estudiante no aprueba el curso, pero su nota final es igual o mayor que seis (6.0), se le asignará como calificación del curso una "E" (Escolaridad ganada). Si el estudiante no aprueba el curso y su nota final o su nota de aprovechamiento es inferior a seis (6.0), se consignará con la letra "P" (curso perdido)

Un estudiante con calificación "E" tiene derecho a presentar un examen de ampliación, el cual será realizado en el transcurso de las tres semanas siguientes a la fecha del examen final. Si fuera aprobado se sustituirá la nota "E" por la de siete (7.0), si no fuera aprobado, la "E" será sustituida por la nota "P"

Quien no desee presentar dicho examen tendrá dos oportunidades para remover la "E", a finales del II semestre y del curso de verano de 84.

Laboratorio

Para aprobar el curso de laboratorio se tomará en cuenta el trabajo del alumno durante la sesión de práctica, el manejo de los reactivos y equipo, estado de limpieza en que deja los espacios de trabajo al terminar cada práctica, uso de las técnicas de laboratorio, presentación de los informes, etc. Las notas obtenidas en los exámenes de teoría del laboratorio y las notas obtenidas en las incógnitas, tareas o asignaciones, también se tomarán en cuenta para calificar el trabajo de laboratorio. Es además indispensable para aprobar el curso, haber realizado TODAS las prácticas y presentado los informes correspondientes.

VALOR DE LAS CALIFICACIONES

Exámenes cortos:	35%	{ 20% incógnitas 10% reportes 10% trabajo en el laboratorio
Trabajo:	40%	
Examen final	25%	

REPOSICION DE LAS PRACTICAS DE LABORATORIO

La ausencia en una de las sesiones de laboratorio da por perdido el curso. Si por fuerza mayor un estudiante no asistiera a una práctica, debe solicitar permiso de reposición de la misma, dentro de los cuatro días hábiles siguientes a la ausencia. La solicitud se debe dirigir a la Lic. Emilia Piñeres, Coordinadora de Laboratorios de Química General y depositarse en el buzón, que con su nombre se encuentra en el vestíbulo del Edificio de la Escuela de Química, aportando constancia de la causa por la cual no asistió. La solicitud debe incluir:

- nombre del estudiante y carné
- grupo de laboratorio y de teoría a que pertenece
- número de experimento o de experimentos que va a reponer
- causa de la ausencia y justificación de la misma

e. día más factible para asistir a reponer, de acuerdo al horario de reposición que se exhibirá en la puerta del Laboratorio 112.

La solicitud será estudiada para determinar si se le concede o no la oportunidad reponer. NO SE PUEDE REPONER MAS DE UNA PRACTICA.

El estudiante deberá presentarse antes del día en que solicite la reposición de la práctica, a la ventanilla del laboratorio respectivo y pedir una boleta de autorización para reponer la práctica, la cual será entrega en caso de que su solicitud haya sido aprobada. En caso contrario deberá consultar las causas por las cuales la solicitud le fue denegada con el Coordinador de Laboratorios.

Una vez que la boleta le haya sido entregada al estudiante, podrá reponer la práctica después de que el ventanillero le haya entregado el material necesario.

Después de efectuada la práctica, tanto la boleta de reposición como la Guía de Laboratorio deberán ser selladas por el asistente o ventanillero con el sello de REPOSICION EFECTUADA y firmada por el mismo.

El período de tiempo máximo para reponer una práctica es de una semana transcurrida la cual NO SE PERMITIRA REPOSICION y el estudiante perderá el curso.

BIBLIOGRAFIA

Texto de Teoría: : MASTERTON & SLOWINSKI, Química General Superior, 4ª Edición,
Editorial Interamericana, México.

Texto de Laboratorio: CHAVERRI, Guillermo. Química General. Manual de Laboratorio.
2a. edición. Editorial Universidad de Costa Rica.

Libros de consulta: BABOR, J. & IBARZ, J. Química General Moderna.
Editorial Marín. España.

LONGO, F. Química General, 1ª Edición. McGraw Hill, México.

Se recomienda el Babor & Ibarz especialmente para consultar aspectos relacionados con el laboratorio.

I Semana: 8-12 de agosto

I BLOQUE

CAPITULO 11: LIQUIDOS Y SOLIDOS; CAMBIOS DE ESTADO

OBJETIVO GENERAL: Considerar la estructura y propiedades de sustancias en los estados líquido y sólidos y las transiciones de un estado a otro

11.1 Naturaleza del estado líquido

1. Comparar el estado líquido con el sólido y con el gaseoso y relacionar las propiedades de un líquido con la cercanía de las moléculas y la magnitud de las fuerzas de atracción a distancias cortas.
2. Definir calor molar de vaporización y relacionar éste con las fuerzas intermoleculares de un líquido.
3. Definir tensión superficial y relacionar ésta con las fuerzas intermoleculares de un líquido.

11.2 Equilibrio líquido-vapor

1. Explicar, desde el punto de vista molecular (microscópico) el equilibrio líquido-vapor.
2. Establecer los factores que determinan la velocidad de evaporación.
- *3. Definir presión de vapor de un líquido y reconocer que ésta depende de la temperatura y de la naturaleza del líquido y que es independiente del volumen.

II BLOQUE

- *4. Aplicar la Ley de los Gases Ideales y conceptos de presión de vapor para calcular el volumen o presión de vapores bajo condiciones de equilibrio o no equilibrio, a partir de los datos apropiados (Prob. 11.1, 11.29).
 5. Diferenciar entre ebullición y evaporación. Usar la curva de distribución de energías moleculares de Maxwell-Boltzmann (Fig. 5.13)
 6. Diferenciar los términos: punto de ebullición y punto normal de ebullición y reconocer los factores que determinan la temperatura a que un líquido hierve.
 7. Explicar qué se entiende por temperatura y presión críticas y relacionar éstas con las atracciones intermoleculares
-

11.4 Equilibrio de Fases

- *1. Construir e interpretar un diagrama de fases para una sustancia pura a partir de los datos apropiados. Identificar cada área, línea o punto en el diagrama. Hacer énfasis en el agua (Prob. 11.4, 11.34)
- *2. Explicar qué se entiende por punto de fusión, calor de fusión, punto triple, punto crítico, sublimación y calor de sublimación
- *3. Relacionar el flujo calórico para una masa dada de una sustancia con los cambios de entalpía asociados a los cambios de temperatura y cambios de fase (Prob. 11.5)

ASIGNACION: Problemas 1,4,5,6,10,15,21 a 24,25,29,34,40 a 43

.....

II Semana: 15-19 Agosto (Lunes 15: Feriado)

I BLOQUE: Repaso (Los grupos que tienen clase K y V pueden seguir adelante)

II BLOQUE:

CAPITULO 12: SOLUCIONES

OBJETIVO
GENERAL:

Desarrollar y entender los factores que afectan la solubilidad de una sustancia y considerar las propiedades físicas de las soluciones

12.1 Introducción

- 1. Clasificar las soluciones dentro del esquema de subdivisión de la materia.
- *2. Diferenciar entre soluciones verdadera, dispersiones coloidales y suspensiones mecánicas. Explicar el fenómeno de Tyndall
- 3. Diferenciar entre soluciones diluidas y concentradas
- 4. Distinguir entre soluto y solvente
- 5. Comparar las soluciones saturadas, insaturadas y sobresaturadas

12.2 Unidades de concentración

- 1. Definir: porcentaje por peso, porcentaje por volumen, fracción molar, molaridad, molalidad.
- 2. Calcular el porcentaje por peso de los componentes de una solución, dada la masa del soluto y la masa del solvente o la masa total de la solución (Prob. 12.1 a, 12.29a)
- 3. Calcular el porcentaje por volumen de una solución dada la masa del soluto y el volumen de solvente o el volumen total de solución.

III Semana: 22-26 Agosto

I BLOQUE

4. Calcular la fracción molar de los componentes de una solución dado el número de los moles de soluto y solvente, o datos de los cuales puede determinarse el número de moles (Prob. 12.1b, 12.29b)
5. Calcular la molaridad de una solución dado el número de moles de soluto y volumen de la solución, o información de la cual pueda obtenerse el número de moles y el volumen de solución (Prob. 12.2 a, 12.29d)
6. Calcular la molalidad de una solución dado el número de moles de soluto y la masa de solvente, o información de la cual pueda obtenerse el número de moles y la masa del solvente (Prob. 12.1c, 12.29c)
- *7. Dados o calculados dos de los siguientes datos, calcular el tercero: Molaridad, volumen de solución, moles (o gramos) de soluto (Prob. 12.28a, b).
- *8. Relacionar las molaridades y volúmenes de soluciones resultantes cuando una solución es preparada por dilución de una solución inicial (Prob. 12.2b, 12.28c)
- *9. Hacer conversiones de la escala física de concentración a escala química y viceversa

II BLOQUE

I Lección

12.3 Principios de solubilidad

1. Correlacionar la solubilidad de un líquido en otro con la similitud de sus estructuras y fuerzas intermoleculares
2. Explicar por qué las solubilidades de los sólidos en un líquido dado son inversamente proporcionales a sus puntos de fusión
3. Explicar por qué las solubilidades de diferentes gases en un líquido dado son directamente proporcionales a sus puntos de ebullición normales
- *4. Predecir las solubilidades relativas de dos solutos diferentes en un líquido, o las solubilidades relativas de un soluto dado en dos líquidos diferentes (Prob. 12.34, 12.35)

12.4 Efecto de la temperatura y de la presión sobre solubilidad

- *1. Reconocer que un aumento en la temperatura favorece un proceso endotérmico. Predecir el efecto de un aumento en la temperatura sobre la solubilidad de un sólido o un gas en un solvente líquido
2. Usar la Ley de Henry para relacionar la solubilidad de un gas en un líquido con la presión parcial del gas

II Lección: I Examen Corto (Cap. 11 y 12 (p))

I BLOQUE:12.5 Propiedades Coligativas de soluciones diluidas

1. Reconocer que las propiedades coligativas de las soluciones dependen principalmente de la cantidad de partículas de soluto
2. Comparar un gráfico de presión de vapor vs temperatura para agua pura con el de una solución acuosa.
3. Relacionar la presión de vapor de un solvente en una solución con la fracción molar del solvente (Prob. 12.4)
4. Relacionar la presión de vapor de una solución con las fracciones molares del soluto y del solvente volátil (Prob. 12.4)
5. Relacionar la disminución de la presión de vapor con la fracción molar del soluto (Prob. 12.36)
- *6. Calcular los puntos de ebullición y congelación de una solución de un no electrolito, dada la molalidad (o datos necesarios para calcularla) de un soluto no volátil y las constantes necesarias (Prob. 12.5 a y b)
7. Explicar cómo puede ser medida la presión osmótica y determinar la presión osmótica de una solución
8. Definir ósmosis y reconocer su papel vital en los procesos biológicos
- *9. Determinar el peso molecular de un soluto no dissociado a partir de medidas de disminución de la presión de vapor, disminución del punto de congelación, elevación del punto de ebullición o presión osmótica, dados los datos sobre peso y volumen y las constantes necesarias (Prob. 12.6 y 12.44)

ASIGNACION: Resolver los problemas 1, 2, 4 a 8 a 12, 15 a 29 y 34 a 44.

II BLOQUECAPITULO 13: AGUA PURA Y AGUA CONTAMINADA

OBJETIVO
GENERAL

Estudiar las propiedades especiales de las soluciones electrolíticas y del agua. Discutir problemas relacionados con la contaminación y el tratamiento de aguas.

13.1 Soluciones electrolíticas

1. Distinguir entre no electrolitos, electrolitos débiles y electrolitos fuertes
2. Relacionar las conductividades de soluciones de electrolitos fuertes a una concentración dada, con el tipo de carga (Prob. 13.24)
3. Explicar la delicuescencia
4. Determinar el valor límite del multiplicador "i" en las ecuaciones 13.3 a 13.5 a partir de la fórmula del electrolito (Prob. 13.1)
- *5. Calcular ΔT_c , ΔT_e o π para un electrolito conociendo o habiendo calculado la concentración y "i" (Prob. 13.25)
- *6. Calcular la naturaleza y grado de ionización de un electrolito a partir de ΔT_c , ΔT_e o π y la concentración o datos a partir de los cuales pueda calcularse la concentración (Prob. 13.26)
7. Usar el modelo de atmósfera iónica de Debye-Huckel para explicar desviaciones del comportamiento ideal para soluciones de electrolitos.

V Semana: 5-9 setiembre

I BLOQUE

13.2 Fuentes Naturales de agua

1. Hacer una lista de los principales iones presentes en el agua de mar y compararla con la de los iones presentes en aguas dulces.

13.3 Contaminación del agua

1. Discutir las fuentes y tipos de contaminantes del agua
2. Explicar el significado y el modo de determinación de la DBO
3. Calcular la DBO de una muestra de agua a partir de datos sobre la cantidad de oxígeno consumido por la muestra y la cantidad de sustancia oxidable en la muestra (Prob. 13.2, 13.31)
4. Calcular la cantidad o concentración de una sustancia oxidable en una muestra de agua conociendo la DBO y la ecuación para la reacción con O_2 (Prob. 13.32)

II BLOQUE

13.4 Purificación del agua

1. Resumir los procesos usados en el tratamiento y purificación del agua
2. Describir las propiedades indeseables del "agua dura"
3. Explicar el fundamento químico de los dos métodos comunes empleados para suavizar agua
4. Determinar las cantidades de $Ca(OH)_2$ y Na_2CO_3 que deben agregarse para suavizar agua, conociendo las concentraciones de Ca^{++} y HCO_3^- en la muestra de agua (Prob. 13.3)
5. Discutir varios métodos de desalinización del agua y algunos problemas relacionados con cada método.

ASIGNACION: Problemas 1 a 3, 5 a 8, 10 a 17, 19 a 22, 24 a 27, 30 a 34, 38 a 41.

VI Semana: 12-16 de setiembre

Jueves 15: Feriado

Sábado 17: I EXAMEN PARCIAL (Cap. 11, 12, 13 y 4.6)

CAPITULO 4 y 14 TERMODINAMICA Y ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUIMICAS

OBJETIVO GENERAL

Estudiar las leyes de la termodinámica y considerar los factores que determinan si una reacción es espontánea a una cierta temperatura y presión

4.6 Primera Ley de la Termodinámica

1. Distinguir entre sistema y alrededores
2. Aplicar las convenciones apropiadas para indicar la dirección del flujo de energía en la forma de calor o de trabajo (Prob. 4.35)
3. Establecer la primera Ley de la Termodinámica tanto en palabras como mediante una ecuación

4. Reconocer que el cambio de energía interna ΔE es una función de estado y que Q y W no lo son.
5. Relacionar Q y W con ΔE (Prob. 4.6)
6. Reconocer que para procesos a presión constante $W = P\Delta V$ y que para una reacción gaseosa $P\Delta V = 0.002R(\Delta n_g)T$.
7. Usar la ecuación 4.24 para relacionar ΔE y ΔH (Prob. 4.7)

II BLOQUE: REPASO PARA EL I EXAMEN PARCIAL

VII Semana: 19-23 de setiembre

I BLOQUE:

14.1 Criterios de espontaneidad. Trabajo útil máximo

1. Distinguir entre los términos espontáneo y no espontáneo
2. Entender que los procesos espontáneos no son necesariamente procesos rápidos.
3. Reconocer que el criterio de espontaneidad para un proceso o reacción es la capacidad para producir trabajo útil.

14.2 Cambio de energía libre ΔG

- *1. Calcular ΔG^1_{atm} para una reacción a $25^\circ C$, a partir de la tabla de energías libres estándar de formación (Prob. 14.1, 14.27, 14.23)
2. Relacionar el signo de ΔG^1_{atm} con la espontaneidad de una reacción a 1 atm de presión y reconocer que en el equilibrio $\Delta G = 0$

14.3 Cambio de entropía, ΔS

1. Reconocer que la entropía es una medida del grado de desorden de un sistema.
2. Predecir el signo de ΔS para procesos físicos y químicos, (Prob. 14.3, 14.30)

II BLOQUE

- *3. Ordenar un grupo de sustancias en orden relativo de sus entropías, dada la fórmula y estado físico de las sustancias (Prob. 14.28)
- *4. Usar la relación $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ para calcular ΔH , T o ΔS^1_{atm} , dadas dos, cualesquiera de las tres magnitudes para un sistema en el equilibrio (Prob. 14.2)
5. Reconocer que los valores de ΔS^1_{atm} y ΔH para las reacciones químicas son esencialmente constantes sobre rangos razonables de temperatura

14.4 La ecuación de Gibbs-Helmholts

1. Reconocer que los procesos espontáneos en general tienden al desorden (aumento de entropía) y a la evolución de energía ($\Delta H < 0$)
- *2. Usar la ecuación de Gibbs-Helmholtz para calcular cualquier variable, dados o calculados los valores de las otras variables (14.4, 14.33)

ASIGNACION: Cap.4: Problemas: 6,7,18,19,20,34,35,36
Cap.14: Problemas: 1 a 20, 21 a 36

VIII Semana: 26-30 de octubre

I BLOQUE

CAPITULO 15 EQUILIBRIO QUIMICO EN SISTEMAS GASEOSOS

OBJETIVO
GENERAL:

Describir las características de un sistema en equilibrio, investigar las relaciones entre las concentraciones de todas las especies en un sistema en equilibrio, predecir la dirección y grado de una reacción y predecir el efecto de cambios en condiciones sobre la posición de un equilibrio.

INTRODUCCION

1. Establecer qué se entiende por estado de equilibrio y diferenciar un equilibrio físico de un equilibrio químico
2. Reconocer que el estado de equilibrio químico es dinámico

15.1 El sistema en equilibrio N_2O_4 . Concepto de K_C

1. Reconocer que la constante de equilibrio K_C relaciona las concentraciones en el equilibrio de productos y reactantes
- *2. Comprender que a una temperatura dada el valor de K_C es independiente de las cantidades iniciales de productos y reactantes, la dirección en que se alcanza el equilibrio, el volumen del recipiente y la presión total.

15.2 Forma General de K_C

1. Comprender que K_C tiene significado únicamente cuando está asociada a una reacción química.
2. Escribir la expresión de la constante de equilibrio, dada la ecuación para: una reacción en que todas las especies son gases; una reacción en que una o más especies son gases y una o más especies son líquidos puros o sólidos (Prob. 15.1)
3. Aplicar la regla de los equilibrios múltiples para obtener K_C para una reacción total, dadas las ecuaciones y valores de K_C para otras reacciones relacionadas con esta (Prob. 15.2, 15.27)

II BLOQUE

15.3 Aplicaciones de K_C

- *1. Predecir la dirección en que ocurrirá una reacción, dada la ecuación para la reacción, el valor de K_C y el número de moles iniciales y el volumen del recipiente (o la concentración inicial) (Prob. 15.4, 15.31)
- *2. Determinar la extensión en que ocurrirá una reacción, dada la ecuación para la reacción y el valor de K_C (o datos para determinarla) calculando:
 - a. la concentración en el equilibrio de una especie, dadas las concentraciones de las demás especies
 - b. las concentraciones en el equilibrio de todas las especies, dadas sus concentraciones iniciales (Prob. 15.5, 15.32)
- *3. Calcular el valor de K_C para una reacción, dada o habiendo derivado la expresión de la constante de equilibrio y conociendo:
 - a. las concentraciones en equilibrio de todas las especies. (Prob. 15.28)
 - b. las concentraciones iniciales de todas las especies y la concentración en el equilibrio de una de las especies (Prob. 15.3, 15.29)

IX Semana: 3-7 de octubre

I BLOQUE

15.4 Efectos de los cambios en las condiciones sobre la posición de un equilibrio

1. Establecer el Principio de Le Chatelier
- *2. Dada la ecuación para una reacción (incluyendo ΔH y el estado físico de cada especie) predecir cualitativamente la dirección de un cambio en el equilibrio cuando:
 - a. se cambia el número de moles de un producto o reactantes,
 - b. se cambia el volumen
 - c. cambia la presión debido a un cambio en el volumen
 - d. cambia la temperatura (Prob. 15.6)
- *3. Calcular las concentraciones en el equilibrio de todas las especies dado el valor de K_c , concentraciones iniciales, y el número de moles de reactantes o productos que son agregados al sistema original en equilibrio (Prob. 15.37)

ASIGNACION: Problemas: 1 a 6, 9 a 16, 18, 20, 21, 25 a 32, 36, 37, 38

II BLOQUE

I Lección: Película N°1: "Equilibrio Químico"

II Lección: II Examen corto (Cap. 14 y 15)

CUESTIONARIO SOBRE LA PELICULA "EQUILIBRIO QUIMICO"

1. Cómo se reconoce que un sistema se encuentra en estado de equilibrio?
2. Qué son propiedades macroscópicas?
3. Qué se entiende por sistema cerrado?
4. Por qué es necesario estudiar el equilibrio en sistemas cerrados?
5. Cómo se sabe que se ha alcanzado el equilibrio en cada uno de los siguientes casos:
 - a. bulbos conteniendo peces,
 - b. bulbos conteniendo bromo gaseoso,
 - c. solución de I_2 en agua con alcohol?
6. Señale tres propiedades macroscópicas utilizadas para reconocer el equilibrio en los experimentos estudiados.
7. Qué reacción ocurre al disolver el I_2 en agua con alcohol?
8. Cómo se comprueba que al disolverse el I_2 en agua se produce I^- ?
9. Cómo se explica el equilibrio químico?
10. Por qué los tres estados de equilibrio estudiados en la película son equilibrios dinámicos?
11. Cómo se comprobó que el equilibrio es dinámico en cada uno de los experimentos realizados en la película?

X Semana: 10-14 de octubre

(Miércoles 12 Feriado)

I BLOQUE

CAPITULO 18: REACCIONES DE PRECIPITACION

OBJETIVO
GENERAL:

Desarrollar principios para predecir las condiciones bajo las cuales ocurren las reacciones de precipitación, predecir los productos de dichas reacciones y escribir ecuaciones químicas para representar estos procesos.

18.1 Ecuaciones iónicas netas

1. Escribir ecuaciones iónicas netas para representar reacciones de precipitación (Prob. 18.1, 18.26)

18.2 Solubilidad de compuestos iónicos

1. Familiarizarse con las reglas de solubilidad (Tabla 18.1)
2. Predecir si ocurrirá precipitación al mezclar soluciones 0.1 M de dos compuestos iónicos diferentes (Prob. 18.1, 18.26)
3. Discutir los factores que determinan la solubilidad de un compuesto iónico.

18.3 Equilibrio de Solubilidad

1. Describir el efecto de ión común
2. Establecer el principio de producto de solubilidad y escribir la expresión para Kps dada la fórmula del compuesto iónico.
- *3. Dada una de las siguientes magnitudes calcular la otra
 - a. la solubilidad de un compuesto iónico: (Prob. 18.3a)
 - b. Kps (Prob. 18.3b)

II BLOQUE

4. Calcular la concentración de un ion en equilibrio con otro en solución dada la concentración del otro (Prob. 18.4a)
- *5. Determinar si se forma o no precipitado al mezclar dos soluciones, dados el valor de Kps y los volúmenes y concentraciones de las soluciones mezcladas (Prob. 18.4 b y 18.34)
6. Calcular el porcentaje de un ion remanente en solución, dado el valor del Kps y las condiciones de precipitación
- *7. Decidir cuál de los dos posibles precipitados se formará al mezclar dos soluciones conocidos los valores de Kps y los volúmenes y concentraciones de las soluciones mezcladas (Prob. 18.37)

XI SEMANA: 17-21 de octubre

Sábado 18: EXAMEN PARCIAL

I BLOQUE

I Lección

18.4 Aplicaciones de las reacciones de precipitación

1. Diseñar un esquema para separar e identificar iones en una mezcla mediante el empleo de las reglas de solubilidad (Prob. 18.41)

ASIGNACION: Problemas 1,3,4,7,12 a 19,22 a 24,26,30 a 37, 41 a 43

CAPITULO 22: OXIDACION Y REDUCCION

OBJETIVO
GENERAL:

Considerar los conceptos de oxidación - reducción y equilibrar ecuaciones redox

22.1 Número de oxidación

1. Diferenciar entre oxidación y reducción en términos de ganancia y pérdida de electrones y en términos de cambio en el número de oxidación.
2. Diferenciar entre un agente oxidante y un agente reductor
3. Repasar las reglas para asignar números de oxidación

II Lección

22.2 Estequiometría de las reacciones de oxidación-reducción

- *1. Equilibrar una ecuación redox usando el método del número de oxidación.

ASIGNACION: Problemas 1, 2, 5, 6, 9 y las ecuaciones de la Hoja Especial que será repartida en clase

II BLOQUE

I Lección: Práctica sobre equilibrio de ecuaciones por redox

II Lección: Repaso para el II Examen Parcial

XII Semana: 24-28 de octubre

I BLOQUE

CAPITULO 19: ACIDOS Y BASES

OBJETIVO
GENERAL:

Familiarizarse con las propiedades de las soluciones ácidas y básicas y los métodos mediante los cuales se forman. Considerar cuantitativamente las fuerzas relativas de ácidos y bases

19.1 La disociación del agua: Naturaleza de los ácidos y las bases

1. Escribir la ecuación química para la disociación del agua y la expresión para K_w .
2. Relacionar las propiedades ácidas y básicas de soluciones con las concentraciones relativas de $[H^+]$ y $[OH^-]$. (Prob. 19.29 y 19.30)
3. Calcular $[H^+]$ dado $[OH^-]$ y viceversa. (Prob. 19.1 y 19.30)

19.2 pH

1. Definir pH e interpretar el significado de la escala del pH.
- *2. Dada una de las magnitudes: $[H^+]$, $[OH^-]$, pH; calcular las otras. (Prob. 19.1, 19.2, 19.29, 19.30, 19.31.)

19.3. Acidos y bases fuertes

1. Explicar el significado de "fuerte" aplicado a ácidos y bases
2. Identificar los ácidos y bases corrientes. (Cuadro 19.4). (Prob. 19.5)
3. Describir la preparación de soluciones de pH, $[H^+]$ y $[OH^-]$, determinados a partir de ácidos y bases fuertes (Prob. 19.45)

II BLOQUE

19.4 Acidos Débiles

1. Explicar el significado de "débil" aplicado a ácidos y bases
2. Clasificar una sustancia como ácido fuerte o débil dada su fórmula molecular (Prob. 19.5)
3. Describir cómo pueden diferenciarse experimentalmente los ácidos débiles de los fuertes
4. Escribir la expresión de la constante de equilibrio para cualquier ácido débil
- *5. Calcular K_a a partir de datos de concentración para soluciones de ácidos débiles (Prob. 19.2)
- *6. Calcular $[H^+]$ y el porcentaje de disociación dada la concentración inicial y el valor de la K_a para un ácido débil.

19.5 Bases débiles

1. Clasificar una sustancia como base fuerte o débil dada su fórmula molecular (Prob. 19.5)
2. Escribir la expresión de la constante de equilibrio para cualquier base débil (Prob. 19.37)

XIII Semana: 31 de octubre - 4 de noviembre

I BLOQUE:

3. Explicar el significado de ácido conjugado y base conjugada
4. Usar la regla de los equilibrios múltiples para calcular K_b para una base débil, dado el valor de la K_a para el ácido conjugado (Prob. 19.4)
- *5. Determinar K_b dado el pH, $[H^+]$ u $[OH^-]$ de una base débil a una concentración conocida (Prob. 19.37)

- *6. Calcular $[OH^-]$, pH y el porcentaje de disociación a partir de la concentración inicial y el valor de K_b de una base débil (Prob. 19.37)

19.6 Propiedades ácido-básicas de soluciones de sales

1. Dada la fórmula de un compuesto iónico, clasificar los iones como ácidos, básicos o neutros (Prob. 19.6, 19.39).
- *2. Predecir si un ion particular o compuesto iónico formará una solución acuosa, ácida, básica, o neutra; escribir ecuaciones iónicas netas para explicar la acidez o basicidad (Prob. 19.6, 19.32, 19.39, 19.40)

II BLOQUE

I Lección:

19.7 Teorías Generales de ácidos y bases

1. Definir los términos ácido y base según el concepto de Bronsted-Lowry y el de Lewis.
2. Identificar el ácido Bronsted y la base Bronsted dada la ecuación para una reacción ácido-base (Prob. 19.7, 19.42)
3. Identificar el ácido y la base de Lewis dada la ecuación para una reacción ácido base (Prob. 19.3)

ASIGNACION: Problemas 1 a 13, 15, 17 a 22, 24, 25, 27, 29 a 33, 35, 37 a 42, 44, 45 y 47

II Lección: REPASO

(Los grupos que estén al día con la materia pueden efectuar un III-Examen Corto a opción del Profesor en esta lección o en la primera de la Semana XIV)

XIV Semana: 7-11 de noviembre

I BLOQUE

CAPITULO 20: REACCIONES ACIDO-BASE

OBJETIVO GENERAL:

Considerar diferentes tipos de reacciones ácido-base y sus aplicaciones

20.1 Tipos de reacciones ácido-base

1. Escribir una ecuación iónica neta para cualquier reacción ácido-base (Probl. 20.1 20.29)
2. Comprender que para una reacción ácido fuerte-base fuerte, $K = 1/K_w$
3. Usar la Ley de los Equilibrios Múltiples para calcular K para una reacción ácido base.
 - a. Calcular K para una reacción entre un ácido débil y una base fuerte dada la K_b para la base conjugada (Prob. 20.2b, 20.30)
 - b. Calcular K para la reacción entre un ácido fuerte y una base débil, dada la K_a para el ácido conjugado (Prob. 20.2c, 20.30)
 - c. Calcular K para la reacción entre un ácido fuerte y un sólido (Prob. 20.10, 20.31)

20.2 Titulaciones Acido-Base

1. Calcular la concentración de una solución ácida o básica a partir de datos de titulación (Prob. 20.3, 20.34)

II BLOQUE

2. Utilizar los principios de equilibrio para explicar cómo trabaja un indicador ácido-base
3. Distinguir entre punto final y punto de equivalencia
4. Seleccionar un indicador apropiado para una titulación particular, dados los valores de K_a para varios indicadores (Prob. 20.37)
- *5. Dibujar e interpretar una curva de titulación (Prob. 20.39)

PELICULA N°2: "INDICADORES ACIDO-BASE" (20 minutos)

XV Semana: 14-18 de Noviembre

I BLOQUE

20.3 Amortiguadores

1. Explicar el principio de la acción buffer
- *2. Dada la composición de una solución buffer calcular el pH de la solución antes y después de la adición de una cantidad conocida de ácido o base fuerte (Prob. 20.5, 20.33)

20.5 Aplicación de Reacciones Acido-Básicas en Análisis Cualitativo

1. Explicar cómo puede usarse las reacciones ácido-básicas para separar e identificar iones. (Prob. 20.45)

II BLOQUE

I Lección:

- *2. Ilustrar con cálculos la precipitación de sulfuros (Prob. 20.26, 20.47)

ASIGNACION: Problemas 1 a 5, 7 a 13, 16 a 20, 26, 28 a 34, 37 a 41, 45 y 47

II Lección:

CAPITULO 22. CELDA ELECTROQUIMICAS

OBJETIVO
GENERAL:

Aplicar los conceptos de oxidación-reducción a celdas electrolíticas y voltaicas

22.3 Celdas Electrolíticas

1. Definir e ilustrar con referencia a una celda electrolítica: oxidación, reducción, ánodo y cátodo.
2. Describir usando diagramas la construcción física y operación de una celda electrolítica (Prob. 22.4a)
- *3. Dados dos de los siguientes datos para una celda electrolítica, calcular el tercero:
 - a. corriente en amperios,
 - b. tiempo de flujo de corriente
 - c. cantidad de sustancias producidas o consumidas (Prob. 22.3, 22.39)

I BLOQUE

*4. Reconocer las diferencias entre electrólisis en solución acuosa y electrólisis de sales fundidas. Ilustrar con algunos ejemplos.

5. Reconocer que las reacciones electrolíticas son no espontáneas ($\Delta G > 0$)

22.4 Celdas Voltáicas

1. Reconocer que las reacciones en las celdas voltáicas son espontáneas, $\Delta G < 0$

2. Definir e ilustrar con referencia a una celda voltáica: oxidación, reducción, ánodo, cátodo y puente salino.

3. Describir, usando un diagrama, la construcción física y operación de una celda voltáica. (Prob. 22.4b)

*4. Describir el funcionamiento de algunas celdas comerciales (pila seca y acumulador de plomo)

ASIGNACION: Problemas 3, 4, 16 a 20, 23, 24, 36 a 39, 43 y 44

II BLOQUE

I Lección: Película 3: "CELAS ELECTROQUIMICAS"

II Lección: Repaso para el Examen Parcial

XVII Semana: 28 Noviembre - 2 Diciembre

I BLOQUE

CAPITULO 23: OXIDACION-REDUCCION: Espontaneidad y Extensión

OBJETIVO GENERAL:

Aplicar los principios de las celdas voltáicas para determinar la espontaneidad y la extensión de las reacciones redox y considerar algunas aplicaciones de estas reacciones

23.1 Potenciales Estándar

1. Definir voltaje estándar, E° , potencial de reducción estándar y condiciones estándar.
2. Reconocer que el voltaje de una celda a una temperatura dada depende de la naturaleza de la reacción y de las concentraciones de las especies implicadas en la reacción.
3. Reconocer que el voltaje estándar de una celda es igual a la suma del potencial estándar de reducción (PSR) y del potencial estándar de oxidación (PSO) y que los potenciales estándar para dos hemirreacciones inversas son de igual magnitud pero de signo opuesto.

*4. Emplear potenciales estándar para:

- a. Comparar fuerzas relativas de agentes reductores y agentes oxidantes (Prob. 23.2)
- b. Calcular el voltaje de una celda a condiciones estándar (E°) (Prob. 23.1, 23.24)

II BLOQUE

23.2 Espontaneidad y Extensión de las reacciones Redox

1. Usar potenciales estándar para predecir si una reacción redox ocurrirá espontáneamente bajo condiciones estándar
2. Relacionar la energía libre estándar con el voltaje estándar (Prob. 23.3, 23.31)
3. Relacionar el potencial estándar de celda con la constante de equilibrio para una reacción redox (Prob. 23.3, 23.31)
- *4. Calcular K a partir de E° o ΔG° y a partir del valor obtenido, determinar la posición de un equilibrio redox

23.5 Oxígeno, corrosión del hierro

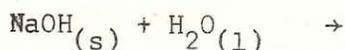
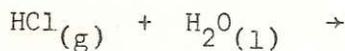
1. Discutir el mecanismo electroquímico de la corrosión del hierro y los métodos que pueden emplearse para prevenir la corrosión

ASIGNACION: Problemas 1 a 3, 6, 8 a 14, 24, 26 a 32, 40

LA FECHA DEL EXAMEN FINAL SERA COMUNICADA OPORTUNAMENTE

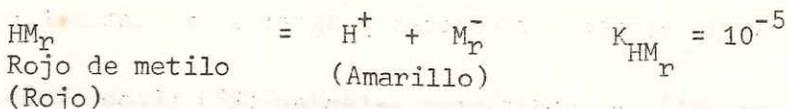
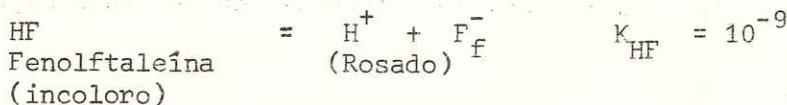
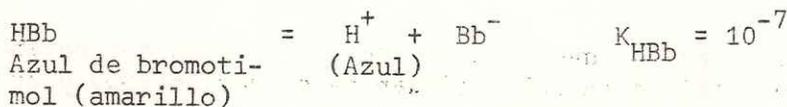
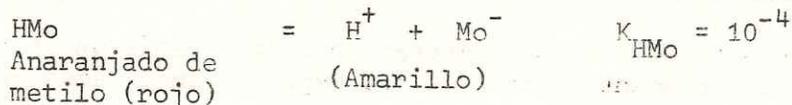
CUESTIONARIO: INDICADORES ACIDO-BASE

1. Qué es lo que caracteriza a un indicador?
2. Complete la reacción:



Cuáles son los iones responsables del carácter ácido-base?

3. Explique el equilibrio que se establece cuando un indicador (HIn) actúa como un ácido débil. Escriba la K_{HIn}
4. Cómo puede medirse el valor de K_{HIn} en disolución acuosa y por qué es necesario escoger el color intermedio?
5. Interprete esos valores de K_{HIn} en función del P pH en que se produce el cambio de color. Ordénelos del ácido más fuerte al ácido más débil.



CUESTIONARIO: PELICULA "CELDA ELECTROQUIMICAS"

1. Qué es una celda electroquímica?
2. Qué es una pila seca? Por qué se le denomina seca si contiene agua?
3. Para qué se usa el puente salino?
4. Cómo se define el potencial eléctrico?
5. Qué es un electrodo?
6. Qué es una pared porosa? Para qué sirve y cómo funciona?
7. Qué sucede cuando el Cu o la Ag entran en solución? Por qué no se produce corriente?
8. Qué es una hemicelda o media celda?
9. Por qué se pone azul la solución de plata? Por qué dura mucho tiempo?
10. Qué es oxidación y cómo se llama el electrodo donde ocurre?
11. Cómo se prueba la presencia de Cu^{++} ?
12. Por qué pasan los iones cobre la barrera porosa?
13. Por qué no pasa la plata hacia el ánodo?
14. Por qué se produce el flujo de electrones a través del alambre?
15. Explique lo más detalladamente posible todos los procesos que ocurren en la celda?
16. Para qué es el azul de bromotimol? Por qué cambia el color?
17. Cómo está constituido un electrodo de hidrógeno? Para qué es el platino?
Cuál es la reacción en el electrodo de hidrógeno? Y en el de plata?
Cuál es la reacción total?
Dónde ocurre la reducción y cuál es el ánodo?
Por qué va disminuyendo el potencial a medida que avanza la reacción?
18. Por qué cambia el sentido de flujo de los electrones?
- 22.Cuál es el potencial normal del hidrógeno? Por qué? Para qué sirve? Cuáles son las condiciones que debe tener el electrodo normal de hidrógeno para que se considere normal (estándar)?
23. Cuáles son las reacciones en una batería de un carro?Cuál es la reacción total? Cuáles son las reacciones en una batería para radio?Cuál es la diferencia fundamental entre las dos?