



1.-DESCRIPCION GENERAL

La segunda parte del programa de Química General, comprende el estudio del estado gaseoso y soluciones acuosas: Se trata el equilibrio químico en sistemas gaseosos y líquidos; se analizan reacciones de precipitación, ácido-básicas y de oxidación-reducción. En el Laboratorio se ilustran varios de los temas estudiados en Teoría y se hace énfasis en las marchas analíticas, determinándose tanto cationes como aniones.

La materia se imparte en cuatro horas semanales de clases de Teoría (Q-0106), para todo el grupo y tres de repaso y Laboratorio (Q-0107) a grupos de 20 estudiantes.

Los cursos de Teoría y de Laboratorio se pueden aprobar o improbar independientemente uno del otro; son co-requisito uno del otro. La nota mínima para aprobar es 7.0.

2.-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. Algunas partes serán suprimidas y otras ampliadas, según lo indique el profesor. El contenido de cada capítulo se detalla en el punto 6 de este programa.

3.-ACTIVIDADES

1.-Del profesor:

- a.-Preparar las lecciones con el material didáctico apropiado.
- b.-Evaluar el aprendizaje del alumno.
- c.-Atender al alumno en las horas de Consulta de Estudiantes.

2.-Del alumno:

- a.-Asistir y participar en las lecciones.
- b.-Resolver los problemas de cada capítulo, en forma individual o en grupo.
- c.-Realizar todas las prácticas de laboratorio.
- d.-Confeccionar los informes de laboratorio y las tareas para las fechas indicadas.
- e.-Investigar en la literatura científica, los temas asignados por el profesor.

4.-EVALUACION DEL CURSO

TEORIA:

Se efectuarán tres pruebas parciales comunes a todos los estudiantes de Q-0106, en las fechas indicadas en el calendario adjunto. Se realizarán además exámenes cortos cuyas fechas también están establecidas en dicho calendario. Los estudiantes deberán cumplir con las Tareas que en su oportunidad solicitará el profesor. La calificación total del curso resultará de una nota de aprovechamiento y una de examen final. Las notas de los exámenes parciales y exámenes cortos y tareas, constituirán la nota de aprovechamiento.

Valor de las calificaciones: APROVECHAMIENTO: 75% : (Exámenes parciales: 60%, Exámenes cortos: 30%, Tareas: 10%). EXAMEN FINAL: 25%.

Para poder presentar examen final, la nota de aprovechamiento mínima debe ser 6.0 (estudiante obligado a 10,0 en el examen final). El estudiante cuya nota de aprovechamiento sea igual o superior a 8,0 será eximido del examen final y aprobará el curso automáticamente. Para aprobar el curso, el promedio ponderado de la nota de aprovechamiento y del examen final debe ser 7,0. Si el estudiante no aprueba el curso y su nota final o su nota de aprovechamiento es inferior a 6,0, se consignará con la letra "P", curso perdido, y no podrá presentar examen extraordinario.

LABORATORIO:

Para aprobar el curso de Laboratorio, se tomará en cuenta el trabajo del alumno durante la sesión de prácticas, exámenes cortos semanales y las notas obtenidas en las incógnitas. Es además indispensable para aprobar el curso, haber realizado todas las prácticas y haber presentado todos los informes correspondientes. La ausencia a una de las sesiones de laboratorio da por perdido el curso. NO HABRA REPOSICION DE PRACTICAS. Si el estudiante no asistiera a una práctica, debe presentar una carta de justificación acompañada de un certificado médico, dirigida al Encargado de la Sección de Química, dentro de los cuatro días hábiles siguientes a la ausencia; la Cátedra de Química General estudiará el caso y determinará si se concede o no la oportunidad de continuar con el curso y bajo qué condiciones. Si pasados los cuatro días no ha presentado su Carta de Justificación, automáticamente se hará acreedor de una "P", curso perdido. Si faltara a una segunda práctica (en el caso en que no se le hubiera dado como perdido el curso), automáticamente se hace acreedor de una "P", curso perdido.

Valor de las calificaciones: Exámenes cortos: 40%, Trabajo e informes: 30%,
Incógnitas: 30%.

5.-BIBLIOGRAFIA

Libro de texto: W.L. Masterton, E.J. Slowinski (1979) Química General Superior 4a. Edición, Nueva Editorial Interamericana, S. A. de C.V. México.

Laboratorio: G. Chaverri (1976) Química General, Manual de Laboratorio Editorial Universidad de Costa Rica, Costa Rica.

Textos de Consulta:

Brescia, F. et. al. Química 1a. Edición Editorial Interamericana, México
Dillard, C. y Goldberg, D. Química 1a. Ed. Fondo Educativo Interameric.
Babor, J e Ibarz, J Química General Moderna Ed. Marín, S.A.
Longo, F Química General 1a, Ed, Mc-Graw Hill, México.



6.-CONTENIDO DEL CURSO Y DISTRIBUCION SEMANAL



I SEMANA: 19 al 23 de julio

I BLOQUE

Entrega de Programas. Disposiciones generales. Introducción al curso.
Capítulo 11: Líquidos y sólidos, Cambios de estado. 11.1 Naturaleza del estado líquido. (1)-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 este con las fuerzas intermoleculares de un líquido. (3)-Definir Tensión Superficial y relacionar esta con las fuerzas intermoleculares de un líquido.

II BLOQUE

11.2 Equilibrio líquido-vapor: (1)-Explicar desde el punto de vista molecular (microscópico), el equilibrio líquido-vapor. (2)-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). (3)-Diferenciar los términos: punto de ebullición y punto normal de ebullición. (4)-Diferenciar entre ebullición y evaporación. Usar la curva de distribución de energías moleculares de Maxwell-Boltzman. (5)-Usar la Regla de Trouton para relacionar el calor molar de evaporación de un líquido con su punto normal de ebullición. (Prob. 11.33). (6)-Explicar qué se entiende por Temperatura y Presión Críticas y relacionar estas con las atracciones intermoleculares.

II SEMANA: 26 al 30 de julio

I BLOQUE

11.3 Naturaleza del estado sólido: (1)-Relacionar las propiedades de un sólido cristalino con la disposición, tipo y naturaleza de las fuerzas de atracción entre partículas, en un retículo cristalino. (2)-Comparar el número de átomos y sus localizaciones en celdas simples cúbicas, centradas en el cuerpo y centradas en las caras. (3)-Distinguir entre semiconductores tipo p y tipo n. (4)-Enumerar los defectos más importantes que se presentan en los cristales, ilustrando con ejemplos en cada caso.

II BLOQUE

11.4 Equilibrios de fase: (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. (Pr.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 con los cambios de temperatura y cambios de fase. (Pr.11.15). 11.5 Comportamiento de las fases en equilibrio: Explicar qué se entiende por sobrecalentamiento y sobreenfriamiento.

I TAREA: Pr. Cap. 11: 1,4,5,6,8,10,15,17,20,21,22,23 y 24.

III SEMANA: 2 al 6 de agosto

I BLOQUE

1a. lección: Entregar la Tarea Nº 1 al profesor. Examen corto Nº 1.
2a. lección: Cap. 12 Soluciones: Objetivo General: Desarrollar y entender los factores que afectan la solubilidad de una sustancia y considerar las propiedades físicas de las disoluciones. (1)-Clasificar las disoluciones dentro del esquema de subdivisión de la materia. (2)-Diferenciar entre disoluciones verdaderas, dispersiones coloidales y suspensiones mecánicas. (3)-Diferenciar entre disoluciones diluidas y concentradas. (4)-Distinguir entre soluciones saturadas, insaturadas y sobresaturadas.

II BLOQUE

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. (Pr. 12.1a, 12.29a). (3)-Calcular el porcentaje por volumen de una solución dada la masa del soluto y el volumen total de solución.

IV SEMANA: 9 al 13 de agosto

I BLOQUE

(4)-Calcular la fracción molar de los componentes de una solución, dado el número de moles de soluto y solvente, o datos de los cuales puede determinarse el número de moles. (Pr. 12.1b, 12.29b). (5)-Calcular la molaridad de una solución, dado el número de moles de soluto y el volumen de la solución, o información de la cual pueda obtenerse el número de moles y el volumen de solución. (Pr. 12.2a, 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 puedan obtenerse el número de moles y la masa del solvente. (Pr. 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. (Pr. 12.28 a, b). (8)-Relacionar las molaridades y volúmenes de soluciones resultantes, cuando una solución es preparada por dilución de una solución inicial. (Pr. 12.2b, 12.28c). (9)-Hacer conversiones de la escala física de concentración a la escala química y viceversa.

II BLOQUE

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 dado, o las solubilidades relativas de un soluto dado en dos líquidos diferentes. (Pr. 12.34, 12.38).

V SEMANA: 16 al 20 de agosto

I BLOQUE

12.4 Efecto de la temperatura y de la presión sobre la 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.

CENTRO
SE 101
QUÍMICA

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 (Pr. 12.4). (4)-Relacionar la presión de vapor de una solución con las fracciones molares del soluto y del solvente volátil (Pr. 12.4). (5)-Relacionar la disminución de la presión de vapor con la fracción molar del soluto. (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 (Pr. 12.5a,b).

II BLOQUE

(7)-Explicar cómo puede ser medida la presión osmótica. (2)-Definir ósmosis y reconocer su papel vital en los procesos biológicos. (3)-Determinar el peso molecular de un soluto no disociado, a partir de medidas de disminución de la presión de vapor, disminución del punto de congelación, elevación del punto de ebullición o la presión osmótica, dados datos sobre peso, volumen y las constantes necesarias (Pr. 12.6 y 12.44).

Cap. 13: Agua pura y agua contaminada (Únicamente la sección 13.1; el resto queda a criterio del estudiante). 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 (Pr. 13.24). (3)-Explicar la deliquesencia.

TAREA Nº 2: Pr. Cap. 12: 1,2,4 a 13, 15 a 25.

VI SEMANA: 23 al 27 de agosto

I BLOQUE

Entregar la Tarea Nº 2 al profesor. Examen corto Nº 2 (Cap. 12).

(4)-Determinar el valor límite del multiplicador "i" en las ecuaciones 13.3 a 13.5, a partir de la fórmula del electrolito (Pr. 13.1). (5)-Calcular ΔT , ΔT_c o Π , para un electrolito, conociendo o habiendo calculado la concentración y el "i" (Pr. 13.25). (6)-Calcular la naturaleza y el grado de ionización de un electrolito a partir de ΔT_c , ΔT o Π y la concentración o datos a partir de los cuales pueda calcularse la concentración (Pr. 13.26). (7)-Usar el modelo de atmósfera iónica de Debye-Hückel, para explicar desviaciones del comportamiento ideal, para soluciones de electrolitos.

TAREA Nº 3: Pr. Cap. 13: 1,5 a 8.

II BLOQUE

Entregar la Tarea Nº 3 al profesor. Examen corto Nº 3 Cap. 13.1.

Cap. 14: Espontaneidad de las reacciones; ΔG y ΔS . 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 $\Delta G(1 \text{ atm})$ para una reacción a 25°C, a partir de la Tabla de Energías Libres Estándar de Formación (Pr. 14.1, 14.27, 14.33). (2)-Relacionar el signo de $\Delta G(1 \text{ atm})$ con la espontaneidad de una reacción a 1 atm de presión. (3)-Reconocer que en el equilibrio $\Delta G=0$.

VII SEMANA: 30 de agosto al 3 de setiembre

I BLOQUE

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 (Pr. 14.3, 14.30). (3)-Ordenar un grupo de sustancias en el orden relativo de sus entropías, dada la fórmula y estado físico de las sustancias (Pr. 14.28). (4)-Usar la relación $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, para calcular ΔH , T o $\Delta S(1\text{atm})$, dadas dos cualesquiera de las tres magnitudes para un sistema en el equilibrio (Pr. 14.2). (5)-Reconocer que los valores de $\Delta S(1\text{atm})$ 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-Helmholts para calcular cualquier variable, dados o calculados los valores de las otras variables, (Pr. 14.4, 14.33)

TAREA Nº 4: Pr. Cap. 14: 1 a 20.

II BLOQUE

Capítulo 15: Equilibrio químico en sistemas gaseosos: (1)-Establecer qué se entiende por estado de equilibrio y diferenciar un equilibrio físico de uno químico. (2)-Reconocer que el estado de equilibrio químico es dinámico. 15.1 El sistema en equilibrio $N_2O_4-NO_2$; Concepto K_c : (1)-Reconocer que la constante de equilibrio K_c , relaciona las concentraciones en el equilibrio de productos y reactantes. (2)-Diferenciar entre número de moles de una especie y concentración de una especie. (3)-Diferenciar entre concentraciones iniciales y concentraciones en el equilibrio; relacionar estas concentraciones con una ecuación química. (4)-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.

VIII SEMANA: 6 al 10 de setiembre. Sábado 11 de setiembre 1er. EXAMEN PARCIAL

I BLOQUE

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: i-una reacción en la que todas las especies son gases; ii-una reacción en la que una o más especies son gases y iii-una o más especies son líquidos puros o sólidos (Pr. 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, (Pr. 15.2, 15.27).

II BLOQUE

Entregar la Tarea Nº 4 al profesor. Examen corto Nº 4 Cap. 14.

15.3 Aplicaciones de K_c : (1)-Predecir la dirección en la 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), (Pr. 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, (Pr. 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 iniciales de todas las especies y la concentración en el equilibrio de una de las especies (Pr. 15.3, 15.29). b-las concentraciones en el equilibrio de todas las especies (Pr. 15.28).

IX SEMANA: 13 al 17 de setiembre

SECCION
QUIMICA

I BLOQUE

15.4 Efecto 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 H 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-se cambia la presión debido a un cambio de volumen; d-cambia la temperatura (Pr.15.6).

TAREA N°5: Pr. Cap. 15: 1 a 6, 9 a 18, 20 y 21.

II BLOQUE

(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, (Pr.15.32). Repaso Capítulo 15.

X SEMANA: 20 al 24 de setiembre

BLOQUE

Entregar la Tarea N°5 al profesor. Examen corto N° 5 Cap. 15.

Capítulo 18: Reacciones de precipitación. 18.1 Ecuaciones iónicas netas:

(1)-Escribir ecuaciones iónicas netas para representar reacciones de precipitación (Pr.18.1, 18.26). (2)-Con base en la ecuación para una reacción y dadas las cantidades de reactantes, realizar cálculos para determinar: a-el número de moles (o gramos) de sólido formado; b-el número de moles de cada ion remanente en solución (Pr.18.2). c-la concentración de cada ion remanente en solución. 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 (Pr.18.1, 18.26). (3)-Discutir los factores que determinan la solubilidad de un compuesto iónico.

II BLOQUE

18.3 Equilibrio de solubilidad: (1)-Describir el efecto de ion común. (2)-Establecer el principio de Producto de Solubilidad. (3)-Escribir la expresión para la K_{ps} dada la fórmula de un compuesto iónico. (4)-Dada una de las siguientes magnitudes, calcular la otra: a-solubilidad de un compuesto iónico; b- K_{ps} , (Pr.18.3a,b). (5)-Calcular la concentración de un ion en equilibrio con otro en solución, dada la concentración del otro (Pr.18.4a). (6)-Determinar si se forma o no precipitado al mezclar dos soluciones, dados el valor de la K_{ps} y los volúmenes y concentraciones de las soluciones mezcladas (Pr.18.4b, 18.34).

XI SEMANA: 27 de setiembre al 1 de octubre

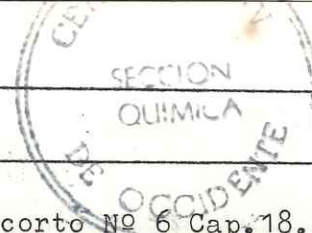
I BLOQUE

(7)-Calcular el porcentaje de un ion remanente en solución, dado el valor de K_{ps} y las condiciones de precipitación. (8)-Decidir cuál de dos posibles precipitados se formará al mezclar dos soluciones, conocidos K_{ps} y volúmenes y concentraciones de las soluciones mezcladas (Pr.18.37).

II BLOQUE

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, (Pr.18.41). TAREA N°6: Pr. Cap.18: 1a4, 7a19, 22a24. Capítulo 19: Ácidos y bases. 19.1 (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 $[OH^-]$ (Pr.19.29, 19.30). (3)-Calcular $[H^+]$ dado $[OH^-]$ y viceversa, (Pr.19.1, 19.30).

XII SEMANA: 4 al 8 de octubre



I BLOQUE

Entregar la Tarea N°6 al profesor. Examen corto N° 6 Cap. 18.

19.2 pH: (1)-Definir pH e interpretar el significado de la escala de pH.

(2)-Dada una de las magnitudes, calcular las otras: $[H^+]$, $[OH^-]$, pH, pOH.

(Pr. 19.1, 2, 29, 30, 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, (Pr. 19.5). (3)-Describir la preparación de soluciones de pH, $[H^+]$, y $[OH^-]$ determinados, a partir de ácidos y bases fuertes (Pr. 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 (Pr. 19.5). (3)-Describir cómo puede diferenciarse, experimentalmente, los ácidos débiles de los fuertes. (4)-Escribir la expresión de la constante de equilibrio para cualquier ácido débil. (5)-Calcular la K_a , a partir de datos de concentración, para soluciones de ácidos débiles (Pr. 19.2, 19.34). (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. (Pr. 19.5). (2)-Escribir la expresión de la constante de equilibrio para cualquier base débil (Pr. 19.37). (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 (Pr. 19.4). (5)-Determinar K_b dado el pH, $[H^+]$, o $[OH^-]$ de una base débil, a una concentración conocida (Pr. 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 (Pr. 19.37).

XIII SEMANA: 11 al 15 de octubre

I BLOQUE

19.6 Propiedades ácidas-básicas de soluciones de sales: (1)-Dada la fórmula de un compuesto iónico, clasificar los iones como ácidos, básicos o neutros, (Pr. 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, (Pr. 19.6, 19.32, 19.39, 19.40). 19.7 Teorías generales de ácidos y bases: (1)-Definir los términos ácido y base, según el concepto de Brønsted-Lowry y el de Lewis. (2)-Identificar el ácido Brønsted-Lowry y la base, dada la ecuación para una reacción ácido-base, (Pr. 19.7, 19.42). (3)-Identificar el ácido y la base de Lewis, dada la ecuación para una reacción ácido-base, (Pr. 19.3). TAREA N° 7: Pr. Cap. 19: 1 a 13, 15, 17 a 22, 24, 26 y 27.

II BLOQUE

Capítulo 20: Reacciones ácido-básicas. 20.1 Tipos de reacciones ácido-base: (1)-Escribir una ecuación iónica neta para cualquier reacción ácido-base, (Pr. 20.1, 29). (2)-Comprender qué 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-calculer K para una reacción entre un ácido débil y una base débil y un ácido fuerte, dada la K_b para la base conjugada, (Pr. 20.2b, 20.30); b-Calculer K para la reacción entre un ácido fuerte y una base débil, dada la K_a para el ácido conjugado, (Pr. 20.2c, 20.30).

XIV SEMANA: 18 al 22 de octubre. Sábado 23 de octubre 2do. Examen Parcial



I BLOQUE

20.2 Titulaciones ácido-básicas: (1)-Calcular la concentración de una solución ácida o básica, a partir de datos de titulación, (Pr.20.3, 20.34). (2)-Calcular el peso equivalente gramo de ácidos, a partir de datos de titulación, (Pr.20.35). (3)-Relacionar la Normalidad de un reactivo con su molaridad, o su peso equivalente con su peso molecular, dada la ecuación para una reacción ácido-base. (4)-Utilizar los principios del equilibrio para explicar cómo trabaja un indicador ácido-base. (5)-Distinguir entre punto final y punto de equivalencia. (6)-Seleccionar un indicador apropiado para una titulación particular, dados los valores de K_a para varios indicadores, (Pr.20.37). (7)-Dibujar e interpretar una curva de titulación, (Pr.20.39).

II BLOQUE

Entregar la Tarea N°7 al profesor. Examen corto N°7 Cap.19.

20.3 Amortiguadores: (1)-Explicar el principio de la acción amortiguadora. (2)-Dada la composición de una solución amortiguadora, calcular el pH de la solución antes y después de la adición de una cantidad conocida de ácido o base fuerte, (Pr.20.5, 20.33, 20.42). 20.5 Aplicación de reacciones ácido-básicas en análisis cualitativo: (1)-Explicar cómo pueden utilizarse las reacciones ácido-básicas para separar e identificar iones, (Pr.20.6,20.45). (2)-Ilustrar con cálculos la precipitación de sulfuros, (Pr.20.26, 20.47). TAREA N° 8: Pr. Cap.20: 1 a 3, 5 a 9, 12,13,15 a 20,24 y 26.

XV SEMANA: 25 al 29 de octubre

I BLOQUE

Capítulo 22: Oxidación y reducción. 22.1 Números de oxidación: (1)-Diferenciar entre oxidación y reducción en términos de ganancia y pérdida de electrones. (2)-Aprender las reglas para asignar números de oxidación. (3)-Determinar el número de oxidación de un átomo, dada la fórmula de un ion o molécula, (Pr.22.1, 22.25). (4)-Diferenciar entre oxidación y reducción, en términos de cambio en el número de oxidación (Pr.22.29). (5)-Diferenciar entre un agente oxidante y un agente reductor. 22.2 Estequiometría de las reacciones de oxidación-reducción: (1)-Equilibrar una ecuación de redox usando el método del número de oxidación.

II BLOQUE

Entregar la Tarea N°8 al profesor. Examen corto N°8 Cap.20.

22.3 Celdas electrolíticas: (1)-Definir celda electrolítica. (2)-Conocer algunas características generales de celdas electrolíticas comerciales. (3)-Galvanoplastia. 22.4 Celdas voltaicas: (1)-Definir celda voltaica. (2)-Conocer algunas características generales de celdas voltaicas comerciales. TAREA N° 9: Pr. Cap. 22: 1,2,5,6,9,10,12,14,17,19,21.

XVI SEMANA: 1 al 5 de noviembre

I BLOQUE

Capítulo 23: Reacciones de oxidación-reducción: (1)-Potenciales estándar. (2)-Determinar el potencial de una pila voltaica dada. (3)-Determinar el potencial para iniciar la reacción en una celda electrolítica dada. (4)-Facilidad de oxidación y reducción. (5)-Espontaneidad y grado de reacción.

II BLOQUE

Entregar la Tarea N°9 al profesor. Examen corto N°9 Cap. 22.
Repaso.



7.- CALENDARIO DE ACTIVIDADES

Q-0106 Q-0107

II SEMESTRE DE 1982

SEMANA	FECHA	TEORIA	LABORATORIO	EXAMENES
1	19 al 23 julio	Cap.11: Líquidos y sólidos: Cambios de estado.	Entrega de gavetas	
2	26 al 30 julio	Cap.11	Cambios de Estado.	
3	2 al 6 agosto	Cap.12: Soluciones.	18: Solubilidad.	Ex. Corto N° 1 Cap.11
4	9 al 13 de agosto	Cap. 12	20: Veloc. disol. 29: Conductividad.	
5	16 al 20 agosto	Cap.12. Cap.13 Disoluciones electrolíticas.	21: Crioscopia.	
6	23 al 27 agosto	Cap.13. Cap.14: Espontaneidad de las reacciones.	23: Vel. reacción.	Ex. Corto N°2, N°3
7	30 agos.-3 setiem.	Cap. 14. Cap.15: Equilibrio Químico en gases.	24: Autocatálisis. 25: Equil. Químico	
8	6 al 10 setiembre	Cap. 15	30: Solubilidad de sales.	Ex. Corto N°4 Cap.14
9	13 al 17 setiembre	Cap. 15	Incógnita N° 1.	
10	20 al 24 setiembre	Cap.18: Reacciones de precipitación	Separaciones complejas: 32	Ex. Corto N°5 Cap.15
11	27 set. al 1 oct.	Cap.18. Cap.19: Acidos y bases.	33: Incógnita N°2	
12	4 al 8 octubre	Cap. 19	34: Hierro, níquel y cobre. 35: Incógnitas N° 3.	Ex. Corto N°6 Cap.1
13	11 al 15 octubre	Cap.19. Cap.20: Reacciones ácido-base.	36: Cationes solubles. 37: Incógnitas N° 4.	
14	18 al 22 octubre	Cap. 20.	38: Aniones	Ex. Corto N°7 Cap.19
15	25 al 29 octubre	Cap. 22: Oxidación y reducción.	39: Incógnita N°5	Ex. Corto N°8 Cap.20
16	1 al 5 noviembre	Cap.23: Reacciones de oxidación-reducción.	Incógnita General Entrega de gavetas	Ex. Corto N°9 Cap.22

I EXAMEN PARCIAL: Sábado 11 de setiembre, 9 a.m. Caps.: 11, 12, 13, 14.

II EXAMEN PARCIAL: Sábado 23 de octubre, 9 a.m. Caps.: 15, 18, 19.

III EXAMEN PARCIAL: Martes 9 de noviembre, 9 a.m. Caps.: 20, 22, 23.

EXAMEN FINAL: Lunes 15 de noviembre, 2 p.m. Todos los capítulos vistos.