

CALENDARIO DE ACTIVIDADES

Q-0106 Q-0107

II CICLO DE 1981

SEMANA	FECHA	TEORIA	LABORATORIO	EXAMENES
1	13-17 julio	Cap.5: Gases	Entrega de Gavetas	
2	20-24 julio	Cap.5	Cambios de Estado.	
3	27-31 julio	Cap.11: Líquidos y sólidos.	18: Solubilidad.	I ECT
4	3-7 agosto	Cap.11	20, 29: Velocidad de disolución y Conductividad.	
5	10-14 agosto	Cap.12: Soluciones	21: Crioscopia.	
6	17-21 agosto	Cap. 12	23:Veloc. reacción	II ECT
7	24-28 agosto	Cap.12, Cap.13: Soluc. electrolít.	24, 25:Autocatálisis, Equil. Químico.	
8	31 ag., 4 set.	Cap.13, Cap.14: AG y AS	30: Solubilidad de sales.	I EPL
9	7-11 setiembre	Cap.14, Cap.15: Equilibrio químico	31: Incógnitas I.	I EPT
10	14-18 setiembre	Cap.15	32: Separaciones complejas.	
11	21-25 setiembre	Cap.15	33: Incógnitas II.	III ECT
12	28 set-2 oct.	Cap.22: Redox. Cap.18: Reac. Pptn.	34, 35-b: Fe, Ni, Cu e Incógnitas III.	
13	5-9 octubre	Cap.18	36, 37-b,c: Cationes solubles, Incógnitas IV.	IV ECT
14	12-16 octubre	Cap.19:Acidos y bases.	38: Aniones.	
15	19-23 octubre	Cap.19, Cap. 20: Reacc. Acid.-bas.	39: Incógnitas V.	II EPL
16	26-30 octubre	Cap.20	Incógnita General. Entrega de gavetas.	IV ECT, II EPT III EPL

I EPT: Sábado 12 de setiembre a las 9:00 a.m. Caps. 5, 11, 12, 13-1.

II EPT: Sábado 31 de octubre a las 9:00 a.m. Caps. 14, 15, 18, 19, 20, 22.

Examen Final: Miércoles 11 de noviembre a las 9:00 a.m. Todos los capítulos.

I EPL: Sábado 5 de setiembre a las 9:00 a.m. Exps.:Camb. est., 18, 20, 29, 21, 23, 24, 25.

II EPL: Sábado 24 de octubre a las 9:00 a.m. Exps.:30, 32, 34, 36, 38.

III EPL: La nota de la incógnita general.

OBJETIVOS Y DISTRIBUCION DEL TIEMPO

I SEMANA: 13-17 de julio.

IBLOQUE:

1ª lección: Instrucciones generales.

2ª lección: Capítulo 5, Gases. Objetivo general: Familiarizarse con las leyes que gobiernan las propiedades físicas de los gases y el desarrollo de un modelo, (teoría) para explicar las características de los gases.

5.1 Propiedades generales de los gases: Hacer una lista de las propiedades generales de los gases.

5.2 Presión atmosférica: (1) Discutir los principios bajo los cuales opera un barómetro. (2) Describir un manómetro y explicar cómo se usa. (prob. 5.25).

II BLOQUE:

5.3 La ley de los Gases Ideales: (1) Establecer la ley de los Gases Ideales y mostrar cómo implica la ley de Boyle, la ley de Charles y la ley de Avogadro. (2) Evaluar la magnitud y las unidades apropiadas para la constante R.

5.4 Usos de la Ley de los gases ideales: (1) Determinar el efecto de un cambio en las condiciones sobre una variable en particular. (2) Evaluar una variable (P, V, T o n) cuando se dan tres de las cuatro. Probs. 5.1c, 5.28, 5.36a.

II SEMANA: 20-24 de julio

I BLOQUE:

(3) Determinar la densidad de un gas particular como función de P y T. (Prob. 5.1d, 5.30. (4) Calcular el peso molecular de un gas a partir de su densidad o la masa de un volumen dado, a P y T conocidos. Prob. 5.31. (5) Aplicar la Ley de los volúmenes de combinación. Prob. 5.33.

5.5 Mezclas de gases. Ley de Dalton: (1) Establecer y aplicar la Ley de Dalton para obtener presiones parciales de gases en una mezcla. Prob. 5.2, 5.36b.

5.6 Gases reales: Interpretar desviaciones de la Ley de los Gases ideales en términos del comportamiento molecular.

II BLOQUE:

1ª lección: 5.7 Teoría cinética de los gases: (1) Establecer los postulados de la teoría cinética de los gases. (2) Emplear la Ley de Graham para determinar el peso molecular de un gas desconocido o las velocidades relativas de efusión a partir de datos apropiados. Prob. 5.40 (3) Explicar el significado de la distribución de las velocidades moleculares de una muestra de un gas a dos diferentes temperaturas. Hacer hincapié en la interpretación molecular de la temperatura.

2ª lección: Repaso sobre el capítulo 5.

I ASIGNACION: Problemas: 5.1 a 5.7, 5.8, 5.11 a 5.15, 5.17 y 5.19 a 5.22

III SEMANA: 27-31 de julio.

I BLOQUE:

1ª lección: Entregar I asignación al profesor. I EXAMEN CORTO(Cap. 5). Repaso capítulo 9.

2ª lección: 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

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 no 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.

IV SEMANA: 3-7 de agosto

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 a los cambios de temperatura y cambios de fase. (Pr. 11.5).

11.5 Comportamiento de las fases no en equilibrio: Explicar qué se entiende por sobrecalentamiento y sobreenfriamiento.

II ASIGNACION: Pr. (11): 1,4,5,6,8,10, 15,17,20,21,22,23 y 24.

SEMANA: 10-14 agosto

I BLOQUE

1ª lección: Repaso Capítulo 11. ENTREGAR II Asignación al profesor.

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 soluciones 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 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.

VI SEMANA: 17-21 de agosto

I BLOQUE

1ª lección: II Examen corto (Cap. 11)

- 2ª lección: (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. 12.2 b, 12.28c). (9).-Hacer conversiones de la escala física de concentración a la escala química y viceversa.

II BLOQUE

- 12.2 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)

VII SEMANA: 24-28 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.

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 (12.4). (5).-Relacionar la disminución de la presión de vapor con la fracción molar del soluto (Pr. 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. (Pr. 12.5a,b)