

UNIVERSIDAD DE COSTA RICA
FACULTAD DE CIENCIAS
ESCUELA DE QUIMICA

QUIMICA GENERAL I
(Q-106, Q-177)

OBJETIVOS Y DISTRIBUCION DE TIEMPO

II SEMESTRE 1985

I SEMANA: julio 29 - agosto 2

(Viernes 2: FERIADO)

I BLOQUE

CAPITULO 5: "COMPORTAMIENTO FISICO DE LOS 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:

1. Hacer una lista de las propiedades generales de los gases.

5.2 Presión atmosférica:

1. Definir presión atmosférica y establecer los factores de los cuales depende ésta.
2. Discutir los principios bajo los cuales opera un barómetro.
3. Describir un manómetro y explicar como se usa (Prob. 5.25).

5.3 La Ley de los Gases Ideales:

1. Establecer la Ley de los Gases Ideales y mostrar como simplifica:
 - a. La Ley de Boyle
 - b. Ley de Charles
 - c. Ley de Avogadro
2. Evaluar la magnitud y las unidades apropiadas para la constante R.

II BLOQUE

FERIADO: (Los grupos 01, 02, 03 y 04 avanzan con el apartado 5.4)

II SEMANA: 5-19 agosto

I BLOQUE

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. (Ej.: Cambio en T y (o) P sobre V).
- *2. Evaluar una variable (P, V, T, ó n. cuando se dan tres de las cuatro. (Prob. 5.1c, 5.28, 5.36 a).
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. 5.14).
- *6. Aplicar cálculos estequiométricos a reacciones en que intervienen gases (Prob. 5.15)

II BLOQUE

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.
- *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.

PELICULA 1: "LA PRESION DE LOS GASES Y LOS CHOQUES MOLECULARES".

CUESTIONARIO

1. Cómo puede un avión mantenerse en el aire?
2. Cómo se forman las nubes?
3. Por qué permanecen las nubes en el aire? Por qué no caen las gotas?
4. En la primera parte de la película se demuestra que el número de colisiones depende de....
5. Qué dice la Ley de Avogadro?
6. Por qué cuando le acercamos nitrógeno líquido al bulbo con CO_2 disminuye la presión?
7. Cómo puede un gas pasar de un recipiente a otro por medio de la temperatura?
8. Qué le pasa a la presión si variamos T con V y mantenemos el número de moles constante. (Experimento del Helio)?
9. Según lo observado hasta el momento de qué depende la presión de un gas?
10. Por qué todos los gases se comportan igual según las leyes de Boyle, Charles y Avogadro?
11. Por qué si aumenta la velocidad de las canicas aumenta la presión?
12. Qué relación hay entre la velocidad de las canicas y la temperatura?
13. Cómo se puede determinar la velocidad de escape de un gas?
14. Cómo se demuestra en el experimento que la forma, tamaño y atomicidad de los gases no influye en la velocidad de defusión?
15. Cuál gas es más lento a P y T constantes? Por qué?
16. Dibuje el gráfico de velocidad de escape contra peso molecular.
17. Cómo se concluyó del experimento que $mv^2 = C$?
18. Qué sucede con la velocidad de escape al aumentar la T.
19. Por qué $mv^2 = \text{constante}$?
20. De qué depende la presión de un gas: a. Desde el punto de vista macroscópico?
b. Desde el punto de vista microscópico?

IV SEMANA: 19-23 AGOSTO

I BLOQUE

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. Con base en el diagrama de fases, explicar qué se entiende por un punto de fusión, punto triple, punto crítico, sublimación, condensación, fusión etc.
- *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 BLOQUE

I Lección: I EXAMEN CORTO (Cap. 5 y 11).

II Lección:

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 verdaderas, 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.

V SEMANA: 26-30 DE AGOSTO

I 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 (Prob. 12.1a, 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.
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 (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. 12.2a, 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 puede 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. 12.2.b, 12.28c).
- *9. Hacer conversiones de la escala física de concentración a 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, 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.

VI SEMANA: 2-6 SETIEMBRE

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 disminución de la presión de vapor con la fracción molar del soluto (Prob. 12.36).
5. Relacionar la presión de vapor de una solución con las fracciones molares del soluto y del solvente volátil (Prob. 12.4).
- *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 disociado 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 BLOQUE

CAPITULO 13: AGUA PURA Y AGUA CONTAMINADA

Objetivo General: Estudiar las propiedades especiales de las soluciones electrolíticas y del agua.

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 , 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.

ASIGNACION: Prob. 1, 5 a 7, 24 a 27

VII SEMANA: 9-13 SETIEMBRE

(Sábado 14: I EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

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.

4.4 Energías de Enlace (Entalpías)

1. Definir energía de enlace
2. Calcular ΔH para una reacción a partir de los valores de las energías de enlace (Prob. 4.3).

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 $P\Delta V = 0,0020 (\Delta n)RT$.
7. Usar la ecuación 4.24 para relacionar ΔE y ΔH (Prob. 4.7).

II BLOQUE

REPASO PARA EL I EXAMEN PARCIAL

VIII SEMANA: 16-20 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^{1atm} para una reacción a 25°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^{1atm} con la espontaneidad de una reacción a 1 atm de presión y reconocer que en el equilibrio $\Delta G = 0$.

II 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, (Prob. 14.3, 14.30).
- *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^{1atm} , dadas dos, cualesquiera de las tres magnitudes para un sistema en el equilibrio (Prob. 14.2).
5. Reconocer que los valores de ΔS^{1atm} 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. Predecir cualitativamente si una reacción es o no espontánea según el signo de ΔS y ΔH .
- *3. 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: 3, 6, 7, 14, 18, 19, 20, 30, 34, 35, 36.
 Cap. 14: Problemas: 1 a 20, 21 a 36.

IX SEMANA: 23-27 SETIEMBRE

I BLOQUECAPITULO 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. Explicar el significado de K_c .

*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 BLOQUE15.3 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:
- las concentraciones en equilibrio de todas las especies. (Prob. 15.28).
 - las concentraciones iniciales de todas las especies y la concentración en el equilibrio de una de las especies (Prob. 15.3, 15.29).

X SEMANA: 30 SETIEMBRE - 4 OCTUBRE

I BLOQUE

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

- 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:
 - se cambia el número de moles de un producto o reactante.
 - se cambia el volumen.
 - cambia la presión debido a un cambio en el volumen.
 - 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.

PELICULA 2. "EQUILIBRIO QUIMICO: (20 minutos).

CUESTIONARIO SOBRE LA PELICULA "EQUILIBRIO QUIMICO"

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

II BLOQUE

I Lección: EXAMEN CORTO (CAP. 14 y 15)

II Lección:

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.

XI SEMANA: 7-11 OCTUBRE

I BLOQUE

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 K_{ps} 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. K_{ps} (Prob. 18.3b)
4. Calcular la concentración de un ión 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 K_{ps} y los volúmenes y concentraciones de las soluciones mezcladas (Prob. 18.4b y 18.34).

II BLOQUE

6. Calcular el porcentaje de un ión remanente en solución, dado el valor del K_{ps} y las condiciones de precipitación.
- *7. Decidir cuál de los dos posibles precipitados se formará al mezclar dos soluciones conocidos los valores de K_{ps} y los volúmenes y concentraciones de las soluciones mezcladas (Prob. 18.37).

18.4 Aplicaciones de las reacciones del 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.

XII SEMANA: 14 - 18 OCTUBRE

(Sábado 19: II EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

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.

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

REPASO PARA EL II EXAMEN PARCIAL

XIII SEMANA: 21-25 OCTUBRE

I BLOQUE

CAPITULO 19; ACIDOS Y BASE

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).

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. Describir la preparación de soluciones de pH, $[H^+]$ y $[OH^-]$ determinados a partir de ácidos y bases fuertes (Prob. 19.45).

19.4 Acidos Débiles

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

II BLOQUE19.5 Bases Débiles

1. Clasificar una sustancia como base fuerte o débil dada su fórmula molecular (Prob. 19.5).
2. Explicar el significado de ácido conjugado y base conjugada.
3. 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).
- *4. Determinar K_b dado el pH ($[H^+]$) u $[OH^-]$ de una base débil a una concentración conocida.
- *5. 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).

XIV SEMANA: 28 OCTUBRE - 1ºNOVIEMBRE

I BLOQUE

19.7 Teorías Generales de Acidos 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.

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 (Prob. 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).

II BLOQUE

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).
2. Utilizar los principios de equilibrio para explicar como 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).

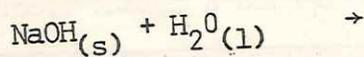
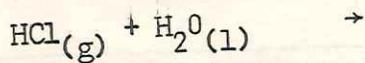
*5. Dibujar e interpretar una curva de titulación (Prob. 20.39).

PELICULA Nº 2: "INDICADORES ACIDO-BASE" (20 minutos).

CUESTIONARIO: INDICADORES ACIDO-BASE.

1. Qué es lo que caracteriza a un indicador?

2. Complete la reacción:

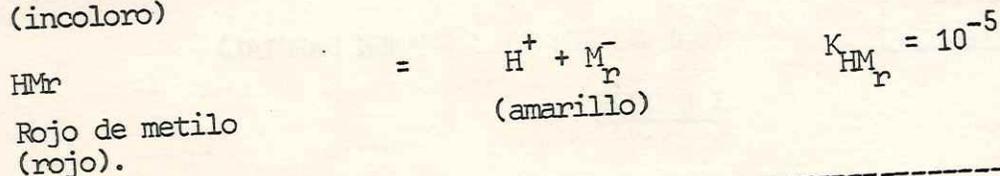
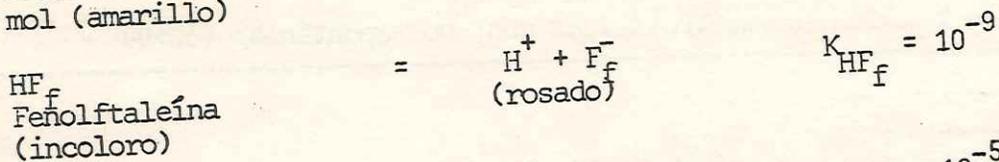
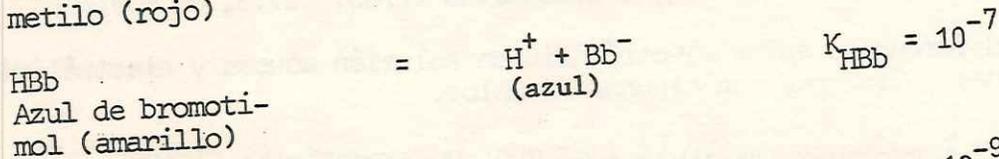
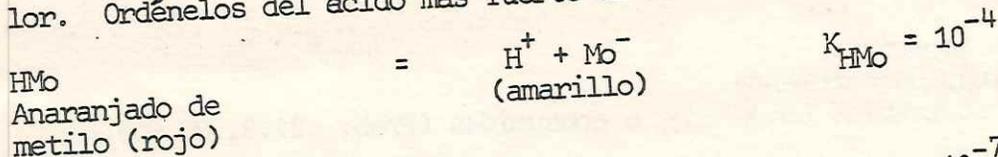


Cuáles son los iones responsables del carácter ácido-base?

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 pH en que se produce el cambio de color. Ordénelos del ácido más fuerte al ácido más débil.



XV SEMANA: 4-8 NOVIEMBRE

I BLOQUE

20.3 Amortiguadores

1. Explicar el principio de la acción buffer

*2. Dada la composición de un 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 como pueden usarse las reacciones ácido-básicas para separar e identificar iones (Prob. 20.45).
- *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, 47.

II BLOQUE

CAPITULO 22; CELAS 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).
 - *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 ($\Delta G > 0$)
-

XVI SEMANA: 11-15 NOVIEMBRE

(Sábado 16: III EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

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.

CAPITULO 23: OXIDACION REDUCCION: Espontaneidad y Extensión.

Objetivo General: Aplicar los principios de las celdas voltaicas 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 ella.
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)
- c. Predecir si una reacción redox ocurrirá espontáneamente bajo condiciones estándar.

ASIGNACION: Problemas: 1, 2, 6, 8 a 12, 24, 26 a 30.

II BLOQUE

I Lección: Película 4: "CELAS ELECTROQUIMICAS".

II Lección: REPASO PARA EL III EXAMEN PARCIAL

LA FECHA DEL EXAMEN FINAL SERA COMUNICADA OPORTUNAMENTE

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 de electrodo?
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?
18. Cuál es la reacción en el electrodo de hidrógeno? Y en el de plata?Cuál es la reacción total?
19. Dónde ocurre la reducción y cuál es el ánodo?
20. Por qué va disminuyendo el potencial a medida que avanza la reacción?
21. 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)?