

UNIVERSIDAD DE COSTA RICA
FACULTAD DE CIENCIAS
ESCUELA DE QUIMICA

QUIMICA GENERAL II
(Q-106)

OBJETIVOS Y DISTRIBUCION DE TIEMPO

II SEMESTRE 1986

I BLOQUE

Capítulo 8: ESTADO SOLIDO (continuación del capítulo)

Objetivo General:

Considerar la estructura y propiedades de sustancias en el estado sólido. Relacionar las propiedades físicas de las sustancias con la naturaleza de las partículas estructurales y la intensidad de las fuerzas entre dichas partículas.

8.5 ESTADO SOLIDO. Solidificación de líquidos.

- *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.
2. Con base en el diagrama de fases, explicar qué se entiende por un punto de fusión, punto triple, punto crítico, sublimación, condensación, etc. (Prob. 28-29).

8.7. COMPUESTOS IONICOS

1. Establecer los factores que ejercen influencia sobre la distribución de los compuestos iónicos: carga, tamaño y polarización de iones.
2. Relacionar la relación de radios con el número de coordinación y estructura que puede presentar un compuesto iónico (Prob. 38, 40)
3. Relacionar los puntos de fusión de los compuestos iónicos y covalentes iónicos con las densidades de carga de los iones.

II BLOQUE

8.8. SUSTANCIAS SOLIDAS COVALENTES

1. Hacer una lista de las propiedades físicas generales de las sustancias moleculares. (Prob. 47).
- *2. Predecir el tipo de fuerza intermolecular que operará en una variedad de sustancias moleculares. Correlacionar las propiedades físicas de estas sustancias con los tipos de fuerzas.
3. Describir el comportamiento del agua y su relación con las estructuras de sus fases sólida y líquida. (Prob. 48).

8.9. SOLIDOS METALICOS

1. Hacer una lista de algunas propiedades que distinguen los metales de otros tipos de sustancias.

2. Interpretar las propiedades de los metales en términos del modelo del mar de electrones.

8.10 EMPAQUE DE LAS PARTICULAS

1. Explicar como las estructuras de red defectuosa tienen propiedades eléctricas útiles. (semiconductores, transistores y aisladores).

EJERCICIOS: 28 a 33, 37 a 40, 46 a 48, 50, 53 a 55

II SEMANA: 11 - 15 Agosto

(Viernes 15: FERIADO)

I BLOQUE

Capítulo 10: SOLUCIONES: ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS

Objetivo General:

Desarrollar y entender los factores que afectan la solubilidad de una sustancia. Estudiar los modos de expresar la composición de una solución.

10.1 Naturaleza de las soluciones

1. Clasificar las soluciones dentro del esquema de subdivisión de la materia.
2. Distinguir entre soluto y disolvente.
3. Clasificar los diferentes tipos de soluciones según el estado físico del soluto y del disolvente.

10.2 POR QUE SE DISUELVEN LAS SUSTANCIAS

1. Correlacionar la solubilidad de una sustancia en otra con la similitud de sus estructuras y fuerzas intermoleculares. (Prob. 1)
2. Explicar la formación de una solución y los factores que intervienen en el proceso (solvatación, constante dieléctrica)
3. Explicar los fenómenos conocidos como delicuescencia y eflorescencia.
4. Reconocer qué se entiende por sustancia insoluble y familiarizarse con las reglas de solubilidad (Tabla 10.2)
5. Discutir los factores que determinan la solubilidad de un compuesto iónico. (Prob. 7)

II BLOQUE

Los grupos con lecciones L y J avanzan con el punto 10.3. Los demás grupos no tienen lección el VIERNES.

III SEMANA: 18 a 22 AGOSTO

I BLOQUE10.3 RELACIONES DE SOLUBILIDAD

1. Explicar el equilibrio dinámico: disolución-cristalización.
2. Comparar las soluciones: saturada, insaturada y sobresaturada (Prob. 9)

10.4. EFECTO DE LA TEMPERATURA SOBRE LA SOLUBILIDAD

1. Reconocer que un aumento de temperatura favorece un proceso endotérmico. Conocer el principio de Le Chatelier y predecir el efecto de un aumento de temperatura sobre la solubilidad de un sólido o un gas en un solvente líquido (Prob. 11)

10.5 EFECTO DE LA PRESION SOBRE LA SOLUBILIDAD

1. Usar la Ley de Henry para relacionar la solubilidad de un gas en un líquido con la presión parcial del gas. (Prob. 17)

10.6 EXPRESION DE LAS CONCENTRACIONES

1. Definir: por ciento en peso, por ciento en volumen, fracción mol, molalidad y molaridad (Prob. 18, 19 y 22).
2. Calcular el porcentaje por peso de los componentes de una solución, dada la masa del soluto y la masa del solvente a la masa total de la solución (Prob. 21)

II BLOQUE

3. 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. 18).
4. 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. 29).

5. 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. 26).
- *6. Dados o calculados dos de los siguientes datos, calcular el tercero. Molaridad, volumen de solución, moles (o gramos) de soluto (Prob. 28)
- *7. Dados o calculados dos de los siguientes datos, calcular el tercero: molaridad, masa de solución o de disolvente, moles (o gramos) de soluto (Prob. 27)
- *8. Relacionar las molaridades y volúmenes de soluciones resultantes cuando una solución es preparada por dilución de una solución inicial (Prob. 29).
- *9. Hacer conversiones de la escala física de concentración a escala química y viceversa.

10.7 ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS

1. Distinguir entre no electrolitos, electrolitos débiles y electrolitos fuertes.
2. Explicar cómo conducen la corriente las soluciones, electrolíticas y el funcionamiento de una celda electrolítica (Prob. 34, 35)
3. Comprender las propiedades de los electrolitos, así como las fuentes de iones: compuestos iónicos y covalentes polares (Prob. 37).
4. Escribir ecuaciones iónicas netas para reacciones de oxidación y de precipitación. (prob. 47).

PROBLEMAS:

1, 3 a 9, 11 a 15, 17 a 29, 34 a 42, 44, 46, 47

IV SEMANA: 25-29 AGOSTO

I BLOQUE

I Lección; I EXAMEN CORTO (Cap. 8 y 10)

Objetivo General:

Considerar las propiedades físicas que presentan las soluciones así como las interacciones de las sustancias a nivel molecular. Estudiar el estado coloidal como estado intermedio entre una solución y una suspensión.

12.1 PROPIEDADES DE LAS SOLUCIONES DE NO-ELECTROLITOS

1. Reconocer que las propiedades coligativas de las soluciones dependen principalmente de la cantidad de partículas de soluto.
2. Relacionar la presión de vapor de un solvente en una solución con la fracción molar del solvente (Prob. 4,5) o la disminución de la presión de vapor con la fracción molar del soluto (Ley de Raoult).
3. Comparar un gráfico de presión de vapor versus temperatura para agua pura con el de una solución acuosa. (Fig. 12.3)

II BLOQUE

- *4. Calcular los puntos de ebullición y congelación de una solución de un no electrolito a partir de la molalidad (o datos para calcularla) y las constantes necesarias (Prob. 6.7)
5. Determinar el peso molecular de un soluto no dissociado a partir de medidas de propiedades coligativas (Prob. 10)
6. Distinguir entre solución ideal y solución real.

12.2 PROPIEDADES DE LAS SOLUCIONES DE ELECTROLITOS

1. Reconocer que el número de partículas en soluciones de electrolitos depende de la naturaleza del soluto. Determinar el valor límite del factor de Van't Hoff (Prob. 24)
2. Calcular Δt_{pe} , Δt_{pf} para un electrolito conociendo o habiendo calculado la concentración e^{pr} (Prob. 26)
- *3. Calcular el grado (o porcentaje) de ionización de un electrolito a partir de Δt_{pe} , la concentración o datos a partir de los cuales pueda calcularse la concentración.
4. Calcular la presión de vapor de una solución de dos componentes volátiles. Explicar las desviaciones a la Ley de Raoult.

12.4 OSMOSIS

1. Definir ósmosis y reconocer su papel vital en los procesos biológicos.

- *2. Explicar como puede ser medida la presión osmótica y conocer el proceso de la "osmosis inversa" así como sus aplicaciones técnicas (Prob. 34, 35 y 36)

V SEMANA: 1-5 SETIEMBRE

I BLOQUE

12.5 EL ESTADO COLOIDAL. TAMAÑO DE PARTICULA Y EL ESTADO COLOIDAL

- 1. Relacionar el tamaño de partícula y el estado coloidal como intermedio entre una solución y una suspensión. Reconocer las tres formas idealizadas de la materia coloidal.

12.6 IMPORTANCIA DE LA QUIMICA COLOIDAL

- 1. Reconocer la importancia de la química coloidal en los tejidos vivos y en la industria en general.

12.7 TIPOS DE SISTEMAS COLOIDALES

- 1. Conocer que se entiende por sustancia dispersada y por sustancia dispersante en un sistema coloidal (Prob. 37)
- 2. Clasificar los coloides de acuerdo a la sustancia dispersada en la sustancia dispersante (Tabla 12.6)

12.8 PROPIEDADES DE LOS SISTEMAS COLOIDALES

- 1. Explicar el fenómeno conocido como efecto Tyndall y su aplicación en la química.
- 2. Explicar que se conoce como movimiento browniano.
- 3. Explicar en que consiste el fenómeno de adsorción.

PROBLEMAS: 1, 2, 4 a 9, 11 a 15, 18 a 20, 23 a 30, 34 a 36, 43 y 44

II BLOQUECapítulo 13. TERMOQUIMICA: TERMODINAMICA

Objetivo General: Estudiar los cambios energéticos que acompañan a las reacciones químicas y el criterio de espontaneidad de los procesos químicos.

INTRODUCCION

1. Definir termoquímica y termodinámica química.

TERMOQUIMICA13.2. DETERMINACION EXPERIMENTAL DE CALORES DE REACCION

1. Describir la manera como se utiliza el calorímetro en la determinación de los calores de combustión y de reacción.
2. Utilizar los datos experimentales obtenidos con un calorímetro para calcular los calores de combustión y de reacción (Prob. 1)

13.3 ECUACIONES TERMOQUIMICAS

1. Escribir correctamente una ecuación termoquímica.
2. Relacionar el ΔH con el cambio calórico de las reacciones que ocurren a presión constante, tomando la "entalpía", H , como una propiedad inherente de los sistemas.
3. Interpretar el signo de ΔH de un proceso químico como indicativo de un proceso exotérmico o endotérmico.
4. Utilizar la ecuación $\Delta H = \sum H_{\text{prod}} - \sum H_{\text{react}}$ para calcular el cambio de entalpía de una reacción.

VI SEMANA: 8-12 SETIEMBRE

I BLOQUE13.4 ENTALPIAS PATRON

1. Reconocer lo que se entiende por estado normal.
2. Definir e interpretar la Ley de Hess.
- *3. De acuerdo a la Ley de Hess definir y utilizar las entalpías patrón de formación en cálculos termoquímicos (Prob. 4, 11)

13.5 ENERGIAS DE DISOCIACION DE ENLACES

1. Definir energía de disociación de enlace y energía promedio de enlace. (Prob. 21)
- *2. Utilizar las Tablas 13.2 y 13.3 para realizar cálculos termoquímicos (Prob. 12, 13).

II BLOQUE13.8 PRIMERA LEY DE LA TERMODINAMICA

1. Enunciar la primera Ley de la Termodinámica, en sus diferentes expresiones.
2. Definir energía interna, E.
3. Relacionar los cambios calóricos a volumen constante con los cambios de energía interna.
4. Relacionar los cambios de entalpía y de energía interna por medio de la ecuación (para gases) $\Delta H = \Delta E + \Delta nRT$ (Ejemplo 13.7).

13.9 CRITERIOS PARA LOS PROCESOS QUIMICOS ESPONTANEOS

1. Definir entropía
2. Ordenar un grupo de sustancias en orden relativo de sus entropías dada la fórmula y estado físico de las sustancias (Prob. 34).
3. Predecir el signo de ΔS para procesos físicos y químicos.
4. Enunciar la segunda y tercera Ley de la Termodinámica.
5. Definir energía libre de Gibbs.

VII SEMANA: 15-19 SETIEMBRE

(Sábado 20: I EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

(FERIADO PARA LOS GRUPOS CON LECCIONES L y J QUE EN ESTE MOMENTO DEBEN ESTAR UN BLOQUE ADELANTE)

6. Establecer la relación de ΔH con el trabajo útil y con el cambio de entropía según la ecuación $\Delta H = \Delta G + T\Delta S$.
7. Interpretar ΔG como trabajo útil.
8. Establecer el criterio de espontaneidad para los procesos químicos.
9. Definir la energía libre patrón de formación ΔG_f° .
10. Utilizar la tabla 13.6 (o datos similares) para calcular valores de ΔG_f° y predecir la espontaneidad de una reacción (Prob. 36, 38)
11. Establecer la diferencia entre espontaneidad y velocidad de reacción.

12. Reconocer la importancia del "factor de temperatura" $T\Delta S^\circ$ en la determinación de la espontaneidad de una reacción.
13. Calcular cambios de energía libre de Gibbs a temperaturas diferentes de 25°C (Prob. 42).
14. Predecir cualitativamente si una reacción es o no espontánea según el signo de ΔH o ΔS .

PROBLEMAS: 1 a 16, 19 a 21, 23, 25 a 28, 34 a 43

II BLOQUE

REPASO PARA EL EXAMEN PARCIAL

VIII SEMANA: 25-26 SETIEMBRE

I BLOQUE

Capítulo 15. EQUILIBRIOS QUÍMICOS

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.

15.1 ESTABLECIMIENTO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

1. Establecer lo que se entiende por estado de equilibrio y diferenciar un equilibrio físico de un equilibrio químico.
2. Relacionar el equilibrio químico con el concepto de reversibilidad y la velocidad de las reacciones directa e inversa.

15.2 INFLUENCIA DE LA NATURALEZA DE LOS REACTANTES

1. Relacionar la tendencia de una reacción a ocurrir en una dirección determinada con las fuerzas relativas de los enlaces en los reactantes y los productos.

15.3 INFLUENCIA DE LA CONCENTRACION

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.
 3. 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.
 4. Relacionar el valor de K_c para una reacción con el valor de K_c para la reacción inversa y para la reacción escrita con coeficientes diferentes.
-

II BLOQUE

- *5. Calcular el valor de K_c a partir de las concentraciones iniciales y la concentración de alguna especie en el equilibrio (Prob. 5, 7)
 - *6. 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).
 - *7. 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. (Prob. 15)
 - b. las concentraciones en el equilibrio de todas las especies, dadas las conc. iniciales (Prob. 16)
 - *8. Calcular las concentraciones en el equilibrio cuando el sistema se perturba mediante adición o sustracción de uno o varios de los componentes. (Prob. 22)
-

IX SEMANA: 29 SETIEMBRE-3 OCTUBRE

I BLOQUE

15.4 INFLUENCIA DE LOS CAMBIOS DE PRESION

1. Predecir mediante el Principio de Le Chatelier la dirección en la cual se desplaza el equilibrio en reacciones en fase líquida y gaseosa cuando se cambia la presión a temperatura constante.

2. Escribir la expresión matemática para K_p y relacionarla con la de K_c para una reacción dada.
- *3. Calcular el valor de K_p a partir de datos de concentración o presiones parciales en una mezcla de gases y viceversa (Prob. 31, 34).
4. Realizar cálculos utilizando valores de K_c o K_p para equilibrios heterogéneos y viceversa. (Prob. 40, 41).
5. Relacionar la constante de equilibrio con el cambio de energía libre patrón.
- *6. Calcular ΔG° a partir del valor de K_p y viceversa (Prob. 43)

II BLOQUE

7. Reconocer que a medida que un sistema tiende al equilibrio, su energía libre tiende a un mínimo, y que para un proceso en equilibrio, $\Delta G = 0$ (P, T const)
8. Relacionar el cambio de entalpía ΔH y el de entropía S en los procesos que ocurren en equilibrio ($\Delta H = T\Delta S$).

15.5 INFLUENCIA DE LA TEMPERATURA

1. Predecir mediante el principio de Le Chatelier el efecto que tienen sobre el equilibrio químico las variaciones de temperatura (Prob. 44).
2. Reconocer que el valor de la constante de equilibrio depende únicamente de la temperatura.

15.6 INFLUENCIA DE UN CATALIZADOR

1. Describir el efecto que tienen los catalizadores sobre las mezclas reaccionantes.
2. Reconocer que el valor de la constante de equilibrio no se afecta por la presencia de un catalizador.

Película 1: EQUILIBRIO QUIMICO

PROBLEMAS: 1 a 3, 5 a 12, 14 a 16, 18 a 26, 28 a 31, 34, 37 a 40

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 disolvente 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 equilibrados dinámicos?
11. Cómo se comprobó que el equilibrio es dinámico en cada uno de los experimentos realizados en la película?

X SEMANA: 6-10 OCTUBRE

I BLOQUE

I lección: II EXAMEN CORTO

II Lección:

Capítulo 11: ACIDOS Y BASES

Objetivo General:

Familiarizarse con las propiedades de las soluciones ácidas y básicas. Considerar las fuerzas relativas de ácidos y bases así como las reacciones entre éstos.

11.1 ACIDOS Y BASES DE ARRHENIUS.

1. Definir los términos ácido y base según el concepto de Arrhenius.

11.2 ACIDOS Y BASES DE BRONSTED-LOWRY

1. Definir los términos ácido y base según el concepto de Bronsted-Lowry.
2. Identificar el ácido y la base de Bronsted dada la ecuación para una reacción ácido-base. Considerar tanto ácidos monoproticos como poliproticos.
3. Explicar el significado de ácido conjugado y base conjugada (Prob. 2,3)
4. Explicar el significado de fuerte aplicado a ácidos y bases (Prob. 8)

II BLOQUE

5. Explicar el efecto nivelador del disolvente en las soluciones de ácidos y bases fuertes. (Prob. 9)
- *6. Definir hidrólisis y predecir si un ion particular o un compuesto iónico formará una solución acuosa ácida, básica o neutra. Escribir ecuaciones iónicas netas para explicar la acidez o basicidad. (Prob. 11 y 12)

11.4 ESTRUCTURAS DE LOS COMPUESTOS OXHIDRILICOS

1. Explicar los factores que determinan la fuerza de un ácido o base en solución acuosa. (Prob. 19, 20)

11.5 NEUTRALIZACION

- *1. Describir mediante una ecuación iónica neta la reacción entre:
 - a. un ácido fuerte y una base fuerte
 - b. un ácido fuerte y una base débil
 - c. un ácido débil y una base fuerte
 - d. un ácido débil y una base débil
2. Describir lo que se entiende por análisis volumétricos. Definir: punto final, punto de equivalencia, solución conocida, solución problema, indicador.
3. Calcular la concentración de una solución ácida o básica a partir de datos de titulación. Utilizar la relación $V_a \times [H^+] = V_b \times [OH^-]$ (Prob. 37 b)

11.6 ACIDOS Y BASES DE LEWIS

1. Identificar el ácido y la base de Lewis dada la ecuación para una reacción ácido-base. (Prob. 43,44)

PROBLEMAS: 1 a 6, 8 a 16, 19 a 27, 37b, 43 y 44

XI SEMANA: 13-17 OCTUBRE

I BLOQUE

Capítulo 16: EQUILIBRIOS IONICOS I: SOLUCIONES DE ACIDOS Y BASES

Objetivo General: Aplicar los principios del equilibrio químico a soluciones de ácidos y bases. Considerar los diferentes tipos de reacciones ácido-base y sus aplicaciones.

16.1 CONSTANTES DE IONIZACION DE ACIDOS DEBILES

1. Definir K_a e interpretar su significado.
2. Escribir expresiones de K_a para ácido polipróticos débiles. Reconocer que el valor de K_a varía para cada etapa de ionización.

16.2 CONSTANTES DE IONIZACION DE BASES DEBILES

1. Definir K_b e interpretar su significado
2. Escribir ecuaciones simplificadas para mostrar la ionización de bases débiles polibásicas.

16.3 DETERMINACION Y CALCULOS DE K_a Y K_b

1. Describir como pueden diferenciarse experimentalmente los ácidos y bases débiles de los fuertes.
- *2. Calcular K_a o K_b a partir de datos de concentración para soluciones de ácidos débiles y bases débiles. (Prob. 6)
- *3. Calcular $[H^+]$ y el porcentaje de ionización dada la concentración inicial y el valor de la K_a para un ácido débil (Prob. 9).

II BLOQUE

- *4. Calcular $[OH^-]$ y el porcentaje de ionización dada la concentración inicial y el valor de la K_b para una base débil (Prob. 13).
5. Reconocer que el porcentaje de ionización de una solución un electrolito débil aumenta al diluir la solución pero es independiente del volumen de solución medido.

- *6. Calcular $[H^+]$ y las concentraciones de todos los iones presentes en una solución de un ácido poliprótico (Prob. 16, 17)

16.4 IONIZACION DEL AGUA

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. 20)

XII SEMANA: 20-24 OCTUBRE

(Sábado 25: II EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

16.5 CONSTANTES DE HIDROLISIS DE CATIONES ACIDOS Y ANIONES BASICOS

1. Escribir la expresión para la constante de hidrólisis de cationes y aniones.
2. Calcular K_b para una base conjugada a partir de la K_a del ácido o viceversa (Prob. 29)
- *3. Calcular $[H^+]$ u $[OH^-]$ y el porcentaje de hidrólisis para una solución acuosa de una sal (Prob. 26,30).

16.6 EXPRESION DE LA CONCENTRACION DE ION HIDROGENO

1. Definir pH e interpretar el significado de la escala de pH.
- *2. Calcular el pH de soluciones acuosas de ácidos y bases fuertes (Prob. 31); ácidos y bases débiles (Prob. 32) y sales (Prob. 33).

II BLOQUE

I Lección:

16.7 EFFECTO DEL ION COMUN

1. Describir el efecto del ion común (Prob. 35)
- *2. Determinar el pH de una solución de un ácido débil o de una base débil a la que se ha adicionado una sal conteniendo un ion común a partir de las concentraciones respectivas y del valor de la constante respectiva (Prob. 36, 37).

II Lección: REPASO PARA EXAMEN PARCIAL

XIII SEMANA: 27-31 OCTUBRE

I BLOQUE

16.8 SOLUCIONES REGULADAS

1. Explicar el principio de la acción reguladora (efecto 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. 40, 45)
3. Describir la importancia de la acción buffer en el organismo humano cualitativa y cuantitativamente (Prob. 47)

16.9 INDICADORES

1. Utilizar los principios de equilibrio para explicar como trabaja un indicador ácido-base.
2. Seleccionar un indicador apropiado para una titulación particular.
- *3. Dibujar e interpretar una curva de titulación calculando el pH inicial, intermedio, en el punto de equivalencia y después de la adición de un exceso de agente titulante (Prob. 49)

Película 2: "INDICADORES ACIDO-BASE"

PROBLEMAS: 1 a 4, 6 a 23, 25 a 42, 44 a 49

II BLOQUE

Capítulo 17: EQUILIBRIOS IONICOS II: SOLUBILIDAD Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

Objetivo General: Desarrollar principios para predecir las condiciones bajo las cuales ocurren las reacciones de precipitación y predecir los productos de dichas reacciones.

17.1 CONSTANTES DEL PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

1. Establecer el principio del producto de solubilidad y escribir la expresión para K_{ps} dada la fórmula del compuesto iónico.

17.2 CALCULO DE CONSTANTES DEL PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

1. Dada la solubilidad de un compuesto iónico calcular en Kps (Prob. 2)

17.3 CALCULO DE SOLUBILIDADES A PARTIR DE VALORES DE Kps

1. Calcular la solubilidad de un compuesto iónico a partir del valor de la Kps (Prob. 3,4)

XIV SEMANA: 3-7 NOVIEMBRE

I BLOQUE

17.4 EFFECTO DEL ION COMUN

1. Describir el efecto de un ion común sobre la solubilidad de una sal en agua.
2. Calcular la solubilidad de un compuesto iónico en una solución conteniendo un ion común (Prob. 6 b y c)
3. Determinar si se formará o no precipitado al mezclar dos soluciones, dadas el valor de Kps y los volúmenes y concentraciones de las soluciones mezcladas (Prob. 9, 13 a)
4. Calcular la concentración de un ion en equilibrio con otro en solución dada la concentración del otro (prob. 14, 15 b)
5. Calcular el porcentaje de un ion remanente en solución, dado el valor del Kps y las condiciones de precipitación (Prob. 13 b y c)

II BLOQUE

I Lección:

17.5 SEPARACION POR PRECIPITACION SELECTIVA

1. Decidir cual de varios precipitados se formará al agregar un agente precipitante a una mezcla de iones, conocidos los valores de Kps y las concentraciones de las especies involucradas. (Prob. 19)
2. Ilustrar con cálculos la separación selectiva de una mezcla de iones en una solución conteniendo un ion común (Prob. 21, 23).

17.6 DISOLUCION DE PRECIPITADOS

1. Describir cualitativamente los procesos mediante los cuales puede disolverse un precipitado.
2. Calcular la solubilidad de un precipitado en una solución de pH conocido (ácida o básica) (Prob. 27, 29)

PROBLEMAS: 1 a 9, 13 a 19, 21 a 23, 25 a 32

II Lección: III EXAMEN CORTO

XV SEMANA: 10-14 NOVIEMBRE

I BLOQUE

Capítulo 18 EQUILIBRIOS IONICOS III: QUIMICA REDOX Y ELECTROQUIMICA

Objetivo General:

Aplicar los conceptos de oxidación-reducción a celdas electrolíticas y voltaicas. Determinar la espontaneidad y extensión de las reacciones redox y considerar algunas aplicaciones de estas reacciones.

18.1 CELDAS VOLTAICAS

1. Definir e ilustrar con referencia a una celda voltaica: oxidación, reducción, ánodo, cátodo y puente salino.
2. Describir usando un diagrama la construcción física y operación de una celda voltaica. (Prob. 1, 2)
3. Describir la construcción de electrodos gaseosos y electrodos inertes.

18.2 POTENCIALES NORMALES DE ELECTRODO (ESTANDAR)

1. Familiarizarse con unidades eléctricas.
2. Definir voltaje estandar, E, potencial de reducción estándar y condiciones estándar.
3. 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.

4. Reconocer que el voltaje estándar de una celda es igual a la suma del potencial estándar de reducción y del potencial estándar de oxidación y que los potenciales estándar para dos hemirreacciones inversas son de igual magnitud pero de signo opuesto.

II BLOQUE

18.3 POTENCIALES DE CELDAS VOLTAICAS

1. Representar esquemáticamente una celda voltaica (Prob. 11)
2. Emplear potenciales estándar para:
 - a. Comparar fuerzas relativas de agentes reductores y agentes oxidantes.
 - b. Calcular el voltaje de una celda a condiciones estándar (E°) (Prob. 13, 14)
- *3. Usar la ecuación de Nernst para calcular:
 - a. el voltaje de una celda dado o habiendo calculado E° y las concentraciones de todas las especies (Prob. 17, 22)
 - b. la concentración de una especie dado o habiendo calculado E , E° y las concentraciones de las demás especies (Prob. 24).

18.5 CONSTANTES DE EQUILIBRIO Y ENERGIAS LIBRES

1. Relacionar el potencial estándar de una celda con la constante de equilibrio para una reacción redox. Calcular K a partir de E° (Prob. 25).
2. Calcular la concentración de una especie en equilibrio a partir del valor de K para una reacción en una celda. (Prob. 26 c)
3. Relacionar el cambio de energía libre estándar con el voltaje estándar (Prob. 30)

XVI SEMANA: 17-21 NOVIEMBRE

(Sábado 22: III EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

18.6 BALANCEO DE ECUACIONES REDOX

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. Distinguir entre un agente oxidante y un agente reductor.

- *3. Balancear una ecuación redox usando el método del número de oxidación. (se repartirá una Hoja de Ecuaciones en clase).

18.7 FUERZA IMPULSORA Y CONSTANTES DE EQUILIBRIO

- 1. Predecir si una reacción redox ocurrirá espontáneamente bajo condiciones estándar (Prob. 34)

18.8 ELECTROLISIS

- 1. Describir usando diagramas la construcción física y operación de una celda electrolítica (Prob. 40)
- *2. Dados dos de los siguientes datos para una celda electrolítica, calcular el tercero:
 - a. corriente en amperios (Prob. 46)
 - b. tiempo de flujo de corriente (Prob. 43)
 - c. cantidad de sustancias producidas o consumidas (Prob. 41, 42)

II BLOQUE

- 3. Definir potencial de descomposición e interpretar su significado
- *4. Reconocer las diferencias entre electrólisis en solución acuosa y electrólisis de sales fundidas. Predecir los productos en ambos casos (Prob.47)

18.9 BATERIAS Y CELDAS DE COMBUSTIBLE

- *1. Describir el funcionamiento de algunas celdas comerciales (pila seca, acumulador de plomo, batería alcalina).

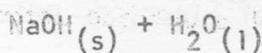
PROBLEMAS:

1,2,5 a 7, 9 a 15, 17, 18, 20 a 22, 24 a 26, 28 a 32, 34 a 36, 40 a 48, 50.

Película 3: "CELAS ELECTROQUIMICAS"

CUESTIONARIO: INDICADORES ACIDO-BASE

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

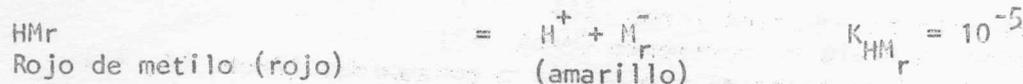
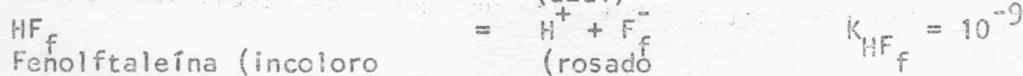
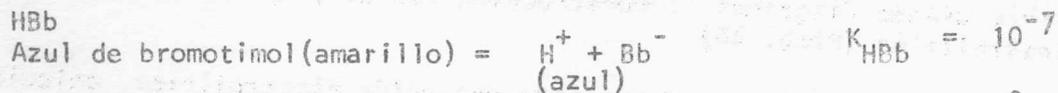
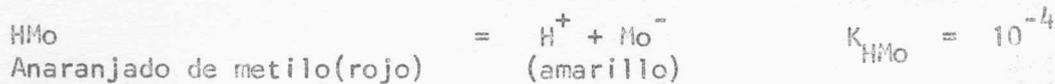


Cuáles son los iones responsables del carácter ácido-base?

- 3. Explique el equilibrio que se establece cuando un indicador (HIn) actúa como un ácido débil. Escriba la K_{HIn}

(Continuación del cuestionario INDICADORES ACIDO-BASE)

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.



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 sobre 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)?
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?