



QUIMICA GENERAL II (QU-0102)
I CICLO DE 2011
“2011 – Año Internacional de la Química”

Coordinadora: M.Sc. Marisol Ledezma Gairaud, Oficina. 113 A

DISTRIBUCION DE OBJETIVOS			
	SEMANA	I BLOQUE	II BLOQUE
1	07 – 11 Marzo	Instrucciones. 10.1 – 10.3	10.4 – 10.6
2	14 – 18 Marzo	10.7 – 10.8 11.1 – 11.3	11.4 – 11.6; 11.8
3	21 – 25 Marzo	13.1 – 13.3	13.4 – 13.5
4	28 Marzo – 01 Abril	Cont. 13.5, 13.6	15.1 – 15.4
5	04 – 08 Abril	15.5 – 15.7	Nivelación
6	11 – 15 Abril	SEMANA UNIVERSITARIA	
7	18 – 22 Abril	SEMANA SANTA	
8	25 – 29 Abril	REPASO I PARCIAL. Caps.10, 11, 13 y 15	
9	02 – 06 Mayo	16.1 – 16.5	16.6– 16.8
10	09 – 13 Mayo	16.9 – 16.11	17.1 – 17.2 Reposición I Parcial 11 mayo
11	16 – 20 Mayo	17.4 – 17.5	Cont. 17.5, 17.6 / 18.5 – 18.7
12	23 – 27 Mayo	REPASO II PARCIAL. Caps. 16, 17 y 18	
13	30 Mayo – 03 Junio	14.1 – 14.3	14.4 – 14.5; 14.7
14	06 – 11 Junio	19.1 – 19.3	19.4 – 19.5 Reposición II Parcial 08 Junio
15	13 – 17 Junio	19.6 – 19.7	20.1; 20.3 Balanceo de ecuaciones redox
16	20 – 24 Junio	20.4 – 20.6	20.7 – 20.9
17	27 Junio – 01 Julio	REPASO III PARCIAL. Caps. 14, 19 y 20	
18	04 – 08 Julio	Reposición III Parcial 08 de Julio	

I EXAMEN PARCIAL	Sábado 30 de Abril	8:00 a.m
II EXAMEN PARCIAL	Sábado 28 de Mayo	8:00 a.m
III EXAMEN PARCIAL	Sábado 02 de Julio	8:00 a.m
EXAMEN DE AMPLIACION	Miércoles 13 de Julio	8:00 a.m

CAPITULO 10 GASES

Objetivos Generales:

Familiarizarse con las leyes que predicen el comportamiento físico de los gases.
Desarrollar un modelo para explicar las características generales de los gases.

10.1 Características de los gases.

1. Explicar las características que presentan los gases en función de la separación de sus partículas.

10.2 Presión.

1. Explicar el concepto de presión. Establecer sus unidades. (Prob. 13, 14)
2. Definir presión atmosférica y discutir los principios bajo los cuales opera un barómetro. (Prob.17, 23)
3. Establecer los factores que afectan la presión atmosférica (gravedad, altitud, condiciones climáticas).
4. Describir un manómetro y explicar cómo se usa.

LECTURA: Presión arterial

10.3 Las leyes de los gases.

1. Establecer la dependencia del volumen de un gas con la presión y realizar cálculos relacionados (Prob. 26 a).
2. Establecer la dependencia del volumen de un gas con la temperatura y realizar cálculos relacionados (Prob. 26 b).
3. Establecer el principio de la escala absoluta.
4. Establecer la Ley de Avogadro y el concepto de volumen molar.

10.4 La ecuación del gas ideal.

1. Establecer la ley de los gases ideales y evaluar una variable (P, V, T o n) cuando se dan tres de las cuatro. (Prob. 29).
2. Evaluar la magnitud y unidades apropiadas para la constante de los gases.
3. Determinar el efecto de un cambio en las condiciones sobre una variable en particular. (ej. cambio en T y P sobre el volumen). (Prob. 40).
4. Estudiar la relación entre la ecuación del gas ideal y las leyes de los gases. (Estrategias en cálculos en los que intervienen muchas variables) (Prob. 33 y 34).

10.5 Otras aplicaciones de la ecuación del gas ideal.

1. Determinar la densidad de un gas (Prob. 49).
- *2. Aplicar cálculos estequiométricos a reacciones en que intervienen gases. (Prob. 28).

10.6 Mezclas de gases y presiones parciales.

1. Establecer la Ley de Dalton y aplicarla para obtener presiones parciales de gases en una mezcla. (Prob. 61).
2. Relacionar la presión parcial de un gas con su fracción molar en una mezcla de gases. (Prob. 68).
3. Resolver problemas que involucren recolección de gases sobre agua (Prob. 51).

10.7 Teoría cinética molecular.

1. Establecer los postulados de la teoría cinética de los gases.
2. Describir la distribución de las velocidades y energías moleculares de los gases. (Fig. 10.18).
3. Establecer los factores de que depende la presión de un gas desde el punto de vista microscópico.
- *4. Explicar las leyes de los gases con base en la teoría cinética.

10.8 Efusión y difusión moleculares.

- *1. Emplear la Ley de efusión de Graham para determinar el peso molecular de un gas desconocido o las velocidades relativas de efusión a partir de datos apropiados.
2. Comparar las velocidades medias relativas de las moléculas de los gases.

EJERCICIOS: 4, 5, 8, 14, 15, 17, 19 – 24, 26, 28, 30 – 42, 45 – 62, 65, 66, 68 – 70, 75, 77 – 79, 81, 82, 99, 100

CAPITULO 11 FUERZAS INTERMOLECULARES: LÍQUIDOS Y SÓLIDOS

Objetivo General:

Relacionar las propiedades físicas de las sustancias puras con la naturaleza de las partículas estructurales y la intensidad de las fuerzas entre ellas.

11.1 Comparación molecular de líquidos y sólidos.

1. Aplicar la teoría cinética molecular para explicar semejanzas y diferencias entre los tres estados de la materia.

11.2 Fuerzas intermoleculares.

1. Distinguir entre fuerzas interatómicas (enlaces químicos) y fuerzas intermoleculares.
- *2. Establecer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar su origen y los factores de que depende su intensidad. (Prob. 13)
- *3. Predecir el tipo de fuerza intermolecular que operará en una sustancia determinada. (Prob. 9, 10)
- *4. Predecir puntos de ebullición relativos (y otras propiedades físicas) de sustancias a partir de sus fórmulas estructurales. (Prob. 20, 21)

11.3 Algunas propiedades de los líquidos.

1. Describir lo que se entiende por viscosidad y comparar las viscosidades de diferentes líquidos (Prob. 29)
2. Definir tensión superficial y relacionarla con las fuerzas intermoleculares. (Prob. 31)
3. Explicar lo que se entiende por acción capilar con base en las fuerzas de adhesión y cohesión (Prob. 31)

11.4 Cambios de fase.

1. Definir calor de fusión y calor de vaporización.
2. Interpretar una curva de calentamiento. (Prob. 39)
3. Efectuar cálculos relacionados con los cambios energéticos asociados a cambios de fase y de temperatura involucrando sólidos. (Prob. 39, 40)
4. Definir temperatura y presión críticas y relacionarla con las fuerzas intermoleculares. (Prob. 41, 42)

11.5 Presión de vapor.

1. Definir presión de vapor de un líquido y reconocer que esta depende de la temperatura y que es independiente del volumen.
2. Comparar las presiones de vapor de diferentes líquidos y relacionar sus diferencias con la magnitud de las fuerzas intermoleculares. (Prob. 45, 46)
3. Establecer la relación entre presión de vapor y punto de ebullición. (Prob. 49)

11.6 Diagrama de fases.

- *1. Construir e interpretar un diagrama de fases para una sustancia a partir de los datos apropiados. (Hacer énfasis en el agua, y el del CO_2 . (Prob. 51, 52)
2. Con base en un diagrama de fases explicar los conceptos de temperatura crítica y presión crítica y predecir las fases presentes a una temperatura y presión determinadas. (Prob. 56)

11.8 Enlaces en sólidos.

1. Establecer los diferentes tipos de sólidos y resumir las características que distinguen a cada uno de ellos. (Tabla 11.7) (Prob. 72)
2. Predecir puntos de fusión para sólidos. (Prob. 77, 76)
3. Describir las propiedades especiales de los sólidos de red covalente y la diferencia entre las propiedades del grafito y del diamante.
4. Explicar algunas propiedades de los metales con base en el modelo del mar de electrones.

EJERCICIOS: 1 a 6, 9 a 26, 29 a 35, 37 – 43, 45 – 48, 51 – 56, 70 a 78, 84, 85

CAPITULO 13 PROPIEDADES DE LAS DISOLUCIONES

Objetivos Generales:

**Desarrollar y entender los factores que afectan la solubilidad de una sustancia.
Estudiar los modos de expresar la composición de una disolución y las propiedades físicas que estas presentan.**

Introducción.

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

13.1 El proceso de disolución.

1. Describir el proceso de disolución en términos de las fuerzas rotas y formadas al disolverse una sustancia. (Prob. 14, 15)
2. Describir los cambios energéticos involucrados en el proceso de disolución. (Prob. 19)
3. Describir el papel del desorden en el proceso de disolución.
4. Distinguir entre disolución física y disolución química.

13.2 Disoluciones saturadas y solubilidad.

1. Explicar el equilibrio dinámico disolución-cristalización.
2. Comparar las disoluciones insaturadas, saturadas y sobresaturadas. (Prob. 22)

13.3 Factores que afectan la solubilidad.

1. Relacionar la solubilidad de una sustancia en otra con la similitud de sus estructuras y fuerzas intermoleculares (Prob. 29, 30).
2. Establecer lo que se entiende por interacciones ion –dipolo.
3. Predecir solubilidades relativas de líquidos, sólidos y gases en disolventes líquidos.
4. Establecer la Ley de Henry y discutir el efecto de la presión sobre la solubilidad de gases en líquidos.
5. Reconocer que un incremento en la temperatura favorece un proceso endotérmico.
6. Predecir el efecto de un cambio en la temperatura sobre la solubilidad de un sólido o gas en un líquido.

LECTURAS: Vitaminas solubles en grasas y agua.
Gases de la sangre y buceo profundo.

13.4 Formas de expresar la concentración.

1. Definir lo que se entiende por: fracción en masa, fracción molar, concentración de sustancia (C_n); y molalidad.
2. Dados o calculados dos de los siguientes datos, calcular el tercero: fracción en masa, masa de soluto o de disolvente, masa total de disolución. (Prob. 38 a)

3. Dados o calculados dos de los siguientes datos, calcular el tercero: concentración de sustancia, volumen de disolución, mol (o gramos) de soluto. (Prob. 44, 45).
4. Hacer conversiones de fracción en masa a mol/L y viceversa. (Prob. 52, 53).
5. Dados o calculados dos de los siguientes datos, calcular el tercero: molalidad, masa de disolución o de disolvente, mol o gramos de soluto. (Prob. 48, 49).
6. Calcular la fracción molar de los componentes de una disolución dado el número de mol (o gramos de soluto) o datos de los que puedan determinarse estos. (Prob. 44)
- *7. Hacer conversiones de fracción molar o molalidad a concentración de sustancia o fracción en masa y viceversa. (Prob. 45)
8. Realizar cálculos involucrando dilución de disoluciones. (Prob. 27, 28).

13.5 Propiedades coligativas

1. Reconocer que las propiedades coligativas de las disoluciones dependen del número de partículas de soluto.
2. Relacionar la presión de vapor de un disolvente en una disolución con la fracción molar del disolvente o la disminución en la presión de vapor con la fracción molar del soluto. (Ley de Raoult). (Prob. 59)
3. Comparar un gráfico de presión de vapor versus temperatura para agua pura con el de una disolución.
4. Calcular el punto de ebullición de una disolución de un electrolito o un no electrolito a partir de la molalidad (o datos para calcularla). (Prob. 65)
5. Calcular el punto de congelación de una disolución de un electrolito o un no electrolito a partir de la molalidad (o datos para calcularla). (Prob. 70)
6. Mostrar gráficamente y explicar físicamente como al bajar la presión de vapor, aumenta el punto de ebullición y disminuye el punto de congelación para una disolución de un electrolito o un no electrolito.
7. Explicar la diferencia que existe entre la magnitud de los cambios en las propiedades coligativas provocados por electrolitos con los provocados por los no electrolitos.
8. Ordenar disoluciones de electrolitos y no electrolitos en el orden creciente o decreciente de sus puntos de congelación, puntos de ebullición o presiones de vapor. (Prob. 68, 69)
9. Explicar las desviaciones del comportamiento ideal de las disoluciones de electrolitos. (UN PANORAMA DETALLADO).
10. Describir ósmosis y reconocer su papel en los procesos biológicos.
11. Explicar como puede ser medida la presión osmótica y realizar cálculos involucrando dicha presión. (Prob. 73,74)
12. Predecir la dirección de la ósmosis cuando se separan mediante una membrana semipermeable, disoluciones de diferente concentración de electrolitos o no electrolitos.

13.6 Coloides (Esta sección la estudia el/la estudiante en la casa).

1. Relacionar el tamaño de partícula del estado coloidal como intermedio entre el de una suspensión y el de una disolución verdadera.
2. Clasificar los coloides de acuerdo al estado físico de la fase dispersa y del medio dispersante. (Tabla 13.6)
3. Explicar el fenómeno de Tyndall
4. Distinguir entre coloides hidrofílicos e hidrofóbicos. (Prob. 83)

EJERCICIOS: 1 – 17, 20 – 33, 35 a, 36 a, 37, 38, 39 a y b, 40 a y b, 41 – 52, 54, 59 -62, 65 – 71, 73 – 78, 81 – 86
--

CAPITULO 15 EQUILIBRIO QUIMICO

Objetivos Generales:

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 el efecto de cambios en condiciones sobre la posición de equilibrio.

15.1 El concepto de equilibrio.

1. Establecer lo que se entiende por estado de equilibrio y reconocer que éste es dinámico.

15.2 La constante de equilibrio.

1. Escribir la expresión de la constante de equilibrio para una reacción y explicar el significado de K_c / K_p .
2. Reconocer que el valor de K_c / K_p es independiente de las concentraciones o presiones iniciales de productos y reactantes, el volumen del recipiente y la presión total y que solo varía con la temperatura.
3. Relacionar la constante K_c con K_p . Realizar interconversiones.

15.3 Interpretar y trabajar con las constantes de equilibrio.

- *1. Relacionar el valor de K_c / K_p para una reacción con el valor de K_c / K_p para la reacción inversa y para la reacción escrita con coeficientes diferentes. (Prob. 22)
2. Calcular el valor de K_c / K_p para una reacción a partir de reacciones individuales. (Prob. 23 y 24)

15.4 Equilibrios heterogéneos.

1. Escribir la expresión de K_c / K_p para equilibrios heterogéneos. Reconocer que los sólidos y líquidos puros deben estar presentes para que se establezca un equilibrio.

15.5 Cálculo de constantes de equilibrio.

- *1. Evaluar numéricamente K_c o K_p a partir de las concentraciones o presiones iniciales y la concentración o presión, en el equilibrio de por lo menos una especie. (Prob. 27, 28)

15.6 Aplicaciones de la constante de equilibrio.

1. Predecir la dirección en que ocurrirá una reacción por comparación del cociente de la misma (Q) con el valor de K_c / K_p . (Prob. 38)
2. Determinar las concentraciones en el equilibrio para todas las especies presentes en un sistema conociendo el valor de K_c o K_p y las concentraciones (o presiones) iniciales. (Prob. 41, 42)

15.7 El Principio de Le Châtelier.

- *1. Establecer el Principio de Le Châtelier para predecir la dirección en que se desplaza un equilibrio cuando: (Prob. 52, 53)
- Se modifica la concentración de alguna de las sustancias presentes en el equilibrio.
 - Se modifica la presión (o el volumen) a temperatura constante.
 - Se modifica la temperatura a volumen constante.
 - Se introduce un agente catalítico.

EJERCICIOS: 12 – 56, 60 – 66, 69 – 73, 82

CAPITULO 16 EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

Objetivo General:

Aplicar los principios del equilibrio químico a disoluciones de ácidos y bases.

16.1 Ácidos y Bases: un breve repaso.

- Relacionar las propiedades ácidas y básicas de las disoluciones con las concentraciones relativas de H^+ y OH^- .

16.2 Ácidos y bases de Brønsted – Lowry.

- Reconocer que en disolución acuosa los protones se hidratan.
- Definir los términos ácido y base de acuerdo a Brønsted – Lowry e identificar los ácidos y bases de Brønsted – Lowry dada la ecuación para una reacción ácido – base. (Prob. 17, 18)
- Explicar el significado de los términos ácido conjugado y base conjugada. (Prob. 19)
- Explicar el significado de “fuerte” aplicado a ácidos y bases. (Prob. 43)

16.3 Autoionización del agua.

- Escribir la ecuación química para la autoionización del agua y la expresión para K_w .
- Calcular $[H^+]$ y $[OH^-]$ para una disolución acuosa.

16.4 La escala de pH.

- Definir el pH e interpretar el significado de la escala de pH. (Prob. 45)
- Dada una de las magnitudes, calcular la otra: $[H^+]$, $[OH^-]$, pH, pOH. (Prob. 47)

16.5 Ácidos y bases fuertes.

- Identificar los ácidos y bases fuertes más comunes.
- *2. Calcular el pH para disoluciones de ácidos y bases fuertes. (Prob. 45)

16.6 Ácidos débiles

1. Escribir ecuaciones para la ionización de ácidos débiles.
2. Definir K_a e interpretar su significado.
3. Calcular K_a para soluciones de ácidos débiles a partir de pH o del % de ionización de la disolución. (Prob. 55, 56)
4. Calcular el pH y el % de ionización para una disolución de un ácido débil a partir de la K_a . (Prob. 65).
5. Escribir ecuaciones para la ionización de ácidos polipróticos y expresiones para la K_a de cada etapa.
- *6. Calcular pH y las concentraciones de todas las especies presentes en una disolución de un ácido poliprótico. (Prob. 69)

16.7 Bases débiles.

1. Escribir la expresión de la K_b para disoluciones de bases débiles. Explicar la ionización básica para las aminas y para los aniones de los ácidos débiles. (Prob. 73)
2. Calcular K_b a partir del pH o el % de ionización de una disolución. (Prob. 77)
3. Calcular el pH y el % de ionización para una disolución de una base débil. (Prob. 75)

LECTURAS: Aminas y clorhidratos de amina.
Comportamiento anfotérico de los aminoácidos.

16.8 Relación entre K_a y K_b .

1. Establecer la relación entre K_a y K_b y hacer cálculos cuando se da una de ellas. (Prob. 83)

16.9 Propiedades ácido – base de las disoluciones salinas.

1. Reconocer que las disoluciones salinas pueden producir disoluciones ácidas, básicas o neutras. (Prob. 85, 86).
2. Calcular la concentración de OH^- y H^+ y el pH para disoluciones salinas, ácidas o básicas. (Prob. 84)

16.10 Comportamiento ácido-base y estructura química.

- *1. Discutir los factores que determinan la fuerza de un ácido binario.
- *2. Discutir los factores que determinan la fuerza de un oxácido.
3. Discutir los factores que determinan la fuerza de un ácido carboxílico.

16.11 Ácidos y bases de Lewis.

1. Establecer el concepto de Lewis para ácido y base e identificar el ácido y base de Lewis dada la ecuación de una reacción ácido – base. (Prob 101)
2. Reconocer que los iones metálicos se hidrolizan para dar disoluciones ácidas y predecir la acidez relativa de estos. (Prob. 103, 104)

<p>EJERCICIOS: 1 – 3, 9 – 11, 17 – 34, 39 – 44, 45 a, b, 46 a, b, 47 a, b, 48 a, b, 49 – 66, 69 – 97, 99 – 104, 111, 112</p>

CAPITULO 17

ASPECTOS ADICIONALES DE LOS EQUILIBRIOS

Objetivos Generales:

Estudiar el efecto de la perturbación de un equilibrio iónico y utilizarlo para el estudio de las disoluciones amortiguadoras.

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

17.1 El efecto del ion común.

1. Describir el efecto del ion común en términos del Principio de Le Châtelier (Prob. 14)
- *2. Determinar el pH de una disolución de un ácido o base débil a la que se ha adicionado una sal que contiene un ion común o un ácido débil al que se le ha adicionado un ácido fuerte.

17.2 Disoluciones amortiguadoras.

1. Explicar el principio de la acción amortiguadora (Buffer). (Prob. 19)
- *2. Calcular el pH de una disolución buffer o la cantidad de una sal que debe agregarse a una disolución de un ácido o base débil para obtener un buffer de pH determinado. (Prob. 21, 25)
- *3. Dada la composición de un buffer calcular el pH antes y después de la adición de una cantidad conocida de ácido fuerte o base fuerte. (Prob. 27, 28)

LECTURA: La sangre como disolución amortiguadora.

17.4 Equilibrios de solubilidad.

1. Escribir la expresión para la constante del producto de solubilidad para un compuesto iónico poco soluble en agua (Prob. 35).
- *2. Calcular la K_{ps} para un compuesto iónico a partir de su solubilidad (Prob. 37 a) y viceversa (Prob. 37 c).
3. Dados los valores de K_{ps} para una serie de compuestos poco solubles predecir cuál es más soluble y cuál es menos soluble por comparación de sus solubilidades molares.

17.5 Factores que afectan la solubilidad.

1. Describir los tres factores que afectan la solubilidad de los compuestos iónicos.
2. Describir el efecto del ion común en el equilibrio de solubilidad.
3. Calcular la solubilidad de un compuesto iónico en una disolución que contiene un ion en común. (Prob. 49).
4. Describir el efecto del pH en un equilibrio de solubilidad. (Prob. 55)
5. Calcular la solubilidad de un compuesto iónico a diferentes valores de pH. (Prob. 56)
6. Describir el efecto de la formación de complejos en un equilibrio de solubilidad.
7. Describir el comportamiento anfótero de algunos hidróxidos y óxidos metálicos.

17.6 Precipitación y separación de iones.

- *1. Determinar si se formará o no precipitado: a) al mezclar dos disoluciones de concentraciones conocidas (Prob. 51, b) al agregar una cantidad conocida de soluto a una disolución de concentración conocida de otro soluto. (Ejemplo 17.16)
2. Determinar qué concentración de un determinado ion debe agregarse a una disolución de concentración conocida de otro soluto para iniciar la precipitación de un compuesto (Prob. 66).
3. Establecer el orden de precipitación de una serie de iones. (Prob. 67)

EJERCICIOS: 13 - 32, 47 - 58, 63 - 77

CAPITULO 18. ASPECTOS ADICIONALES DE QUÍMICA AMBIENTAL

Objetivo General:

Estudiar los diversos factores que afectan la calidad de agua en nuestro planeta.

18.5 El océano terrestre.

1. Describir la distribución del agua en la tierra.
2. Definir qué se entiende por salinidad
3. Describir procesos de desalinización.
 - a. Destilación.
 - b. Osmosis inversa.

18.6 Agua dulce.

1. Relacionar el oxígeno disuelto con la calidad de agua.
2. Describir diferentes agentes contaminantes que afectan las reservas acuíferas del planeta.
3. Definir y describir la eutrofización.
4. Describir diferentes procesos de tratamiento de aguas.

18.7 Química Verde.

1. Definir qué se entiende por química verde.
2. Establecer ejemplos de disolventes y reactivos “benignos para el ambiente”.
3. Describir los procesos industriales:
 - a. Lavado en seco
 - b. Recubrimiento de carrocerías
4. Describir y explicar diferentes procesos de purificación de agua utilizados hoy en día.

CAPITULO 14. CINÉTICA QUÍMICA

Objetivo General:

Realizar un recuento de los diversos factores que influyen en las velocidades de reacción y realizar cálculos con los mismos.

14.1 Factores que influyen en las velocidades de reacción.

1. Describir aquellos factores que influyen en la velocidad de reacción.

14.2 Velocidad de reacción.

1. Definir velocidad de reacción.
2. Definir velocidad media.
3. Realizar cálculos de velocidad versus tiempo.
4. Relacionar velocidad de reacción con la estequiometría de la misma.

14.3 Concentración y velocidad.

1. Establecer que se entiende como ecuación de velocidad.
2. Definir que se entiende por órdenes de reacción y orden general de reacción y realizar cálculos con los mismos.
3. Efectuar cálculos de órdenes de reacción utilizando velocidades iniciales.

14.4 Cambio de la concentración con el tiempo.

1. Distinguir entre reacciones de primer orden y segundo orden.
2. Dados o calculados tres de los siguientes datos, calcular el cuarto: velocidad de reacción, concentración inicial, concentración final, tiempo. (Prob. 37, 38)
3. Definir que se entiende por vida media.
4. Realizar cálculos involucrando vida media. (Prob. 40)

14.5 Temperatura y velocidad

1. Describir la dependencia de la velocidad de reacción con respecto a la temperatura.
2. Definir en que consiste el método de colisiones.
3. Explicar el efecto de la orientación y la energía de activación en la velocidad de reacción.

14.7 Catálisis

1. Definir que es un catalizador y sus efectos en la energía de activación
2. Describir los procesos de catálisis Homogénea y Heterogénea.
3. Ilustrar el fenómeno de catálisis con el rol de las enzimas en los seres vivos.

LECTURAS: Convertidores Catalíticos
Fijación de nitrógeno y nitrogenasa

EJERCICIOS: 15 – 32, 37 – 48, 71, 72, 75, 79

CAPÍTULO 19 TERMODINÁMICA QUÍMICA

Objetivo General:

Estudiar los criterios para determinar la espontaneidad de las reacciones químicas.

19.1 Procesos espontáneos.

1. Definir el término espontaneidad y aplicarlo en la identificación de un proceso. Reconocer que los procesos espontáneos no son necesariamente rápidos. (Prob. 9)
2. Distinguir entre procesos reversibles e irreversibles. (Prob. 19)

19.2 Entropía y la segunda ley de la termodinámica.

1. Definir entropía y describir como esta se relaciona con el azar o desorden.
2. Calcular ΔS para un proceso reversible (Prob. 23)
3. Enunciar la segunda ley de la termodinámica para procesos reversibles e irreversibles.

19.3 Una interpretación molecular de la entropía.

1. Interpretar la entropía en términos del comportamiento molecular y describir cómo las variaciones de temperatura y presión influyen sobre la entropía de una sustancia.
- *2. Comparar las entropías de diferentes sustancias de acuerdo a su naturaleza, estado físico, presión o temperatura. (Prob. 39, 40)
- *3. Predecir el signo de ΔS para procesos físicos o químicos. (Prob. 41)
4. Enunciar la tercera ley de la termodinámica.

LECTURAS: Entropía y vida.
Entropía desorden y Ludwig Boltzmann.

19.4 Cálculo de los cambios de entropía.

1. Calcular ΔS para un proceso a partir de valores de entropías molares estándar. (Prob. 41)

19.5 Energía libre de Gibbs.

1. Definir energía libre en términos de entalpía y entropía y establecer el criterio para la espontaneidad de un proceso químico.
2. Interpretar el cambio de energía libre como la máxima cantidad de trabajo útil en un proceso.
- *3. Calcular ΔG^0 a partir de los valores de energía libre estándar de los productos y reactivos. (Prob. 56) y a partir de la ecuación de Gibbs. (Prob. 53)

19.6 Energía libre y temperatura.

- *1. Predecir cualitativamente la variación de ΔG con la temperatura según los signos de ΔH y ΔS .
- *2. Calcular ΔG a temperaturas diferentes de 25 °C (Prob.55, 56) y la temperatura de equilibrio para un proceso (Prob. 62)

19.7 Energía libre y constante de equilibrio

1. Utilizar el valor de ΔG^0 para calcular el valor de ΔG en condiciones no estándar.
2. Relacionar la energía libre de Gibbs con la constante de equilibrio de una reacción.

LECTURA: ¿Qué tiene de “libre” la energía libre?

EJERCICIOS: 1, 2, 5 – 7, 9 – 20, 22 – 35, 39 – 46, 49 – 50, 52 – 58, 61 – 65, 6, 77 – 81, 89 a, b, 90

CAPÍTULO 20 ELECTROQUÍMICA

Objetivo General:

Aplicar los conceptos fundamentales de oxidación y reducción a las celdas voltaicas y electrolíticas.

20.1 Reacciones de oxidación –reducción.

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. Establecer los conceptos de agente oxidante y reductor e identificarlo en una reacción Redox.
3. Balancear una ecuación redox por el método del cambio en el número de oxidación. (Se repartirá una HOJA en clase).

20.3 Celdas voltaicas.

1. Describir usando un diagrama la construcción física y operación de una celda voltaica indicando. (Prob. 23)
 - a. Cátodo y ánodo.
 - b. Reacción en cada electrodo y reacción total.
 - c. Dirección de la corriente.
 - d. Migración de iones del puente salino.

20.4 FEM de la celda.

1. Establecer lo que se entiende por FEM o potencial de una celda.
2. Definir las condiciones electroquímicas estándar.
3. Describir el electrodo estándar de hidrógeno e ilustrar su uso en la asignación de potenciales estándar de electrodo.
- *4. Establecer e interpretar la serie electromotriz de los elementos y utilizarla para:
 - a. comparar las fuerzas relativas de agentes oxidantes y reductores (Prob. 41, 42)
 - b. determinar el voltaje de una celda bajo condiciones estándar (Prob. 35,36).

20.5 Espontaneidad de las reacciones redox.

1. Predecir si una reacción redox ocurrirá espontáneamente bajo condiciones estándar.
2. Relacionar la FEM de una reacción con su cambio de energía libre. (Prob. 49, 51)

20.6 Efecto de la concentración sobre la FEM de la celda.

- *1. Aplicar la ecuación de Nernst para determinar potenciales de celda bajo condiciones no estándar (Prob.64, 65).

20.7 Baterías (Esta sección la estudia el/la estudiante en la casa).

- *1. Describir la pila seca, el acumulador de plomo, y la batería alcalina conociendo las reacciones en cada electrodo y su funcionamiento.

20.8 Corrosión: (Esta sección la estudia el/la estudiante en la casa). (Prob. 70 a 72)

1. Describir la corrosión del hierro en términos de los principios electroquímicos involucrados y los métodos para su prevención. (Prob. 79, 81)

20.9 Electrólisis

1. Describir usando un diagrama la construcción física y operación de una celda electrolítica indicando
 - a. Reacción en cada electrodo y reacción total.
 - b. Ánodo y cátodo.
 - c. Dirección de la corriente en el circuito externo.
 - d. Dirección de la migración de iones dentro de la celda.

- *2. Predecir los productos de la electrólisis para sales fundidas y para disoluciones acuosas de electrólitos bajo condiciones estándar. (Prob. 88)
- *3. Dadas dos de las siguientes magnitudes para una celda electrolítica calcular la tercera: (Prob. 79, 80)
- Corriente en amperios
 - Tiempo de flujo de corriente
 - Cantidad de sustancias producidas o consumidas
 - Cantidad de electricidad
4. Calcular el trabajo eléctrico asociado a una celda electrolítica. (Prob. 90, 91)

EJERCICIOS: 1 – 6, 9 – 16, 23 – 64, 67 – 70, 75, 79 -92, 115.