

CRONOGRAMA DE ACTIVIDADES DEL CURSO

CRONOGRAMA DE ACTIVIDADES				
	SEMANA	I BLOQUE	II BLOQUE	III BLOQUE
1.	13 – 17 agosto	Instrucciones. Estudio del Cambio	Feriado (15 de agosto)	Estudio del Cambio
2.	20 – 24 agosto	Estudio del Cambio/ Átomos, moléculas e iones	Átomos, moléculas e iones/Nomenclatura ¹	Cálculos con fórmulas y ecuaciones químicas
3.	27 – 31 agosto	Cálculos con fórmulas y ecuaciones químicas / Reacciones en disolución acuosa	Reacciones en disolución acuosa/ Estructura electrónica de los átomos	Estructura electrónica de los átomos
4.	03 – 07 setiembre	Repaso	Repaso	07 Setiembre I Parcial
5.	10 – 14 setiembre	Propiedades periódicas	Conceptos básicos del enlace químico	Conceptos básicos del enlace químico
6.	17 – 21 setiembre	Geometría Molecular y Enlace Covalente	Geometría Molecular y Enlace Covalente	Termoquímica (Reacciones Químicas ¹)
7.	24 – 28 setiembre	Termoquímica	Gases	Gases
8.	01 – 05 octubre	Repaso	Repaso	05 de octubre II Parcial
9.	08 – 12 octubre	Líquidos y fuerzas intermoleculares	Líquidos y fuerzas intermoleculares	Sólidos y nuevos materiales
10.	15 – 19 octubre	Feriado	Propiedades de las disoluciones	Propiedades de las disoluciones
11.	22 – 26 octubre	Propiedades de las disoluciones /Equilibrio Químico	Equilibrio Químico	Equilibrio Químico
12.	29 octubre – 02 noviembre	Repaso	Repaso	02 noviembre III Parcial
13.	05 – 09 noviembre	Equilibrio Ácido Base	Equilibrio Ácido Base	Equilibrio Ácido Base
14.	12 – 16 noviembre	Aspectos adicionales de los equilibrios	Aspectos adicionales de los equilibrios / Termodinámica	Termodinámica
15.	19 – 23 noviembre	Electroquímica	Electroquímica	Química Nuclear
16.	26 – 30 noviembre	Repaso	Repaso	30 de noviembre IV Parcial

¹ Este tema usted debe estudiarlo individualmente, no se cubrirá en la clase.

17.	05 diciembre Examen de reposición: 9:00 am	12 diciembre Examen de Ampliación 9:00 am
-----	---	--

I Parcial

Tema 1

QUÍMICA: EL ESTUDIO DEL CAMBIO

Objetivo General: Establecer algunos conceptos básicos para el estudio de la Química.
--

1.1 Clasificación de la materia

1. Identificar las características que distinguen los tres estados de la materia. Interpretar y explicar estas diferencias físicas a nivel microscópico.
2. Definir sustancia pura, elemento, compuesto, mezcla, tipos de mezclas, y describir cómo todos estos conceptos se relacionan.
3. Identificar y explicar las diferencias entre mezclas homogéneas y heterogéneas. Describir métodos experimentales para determinar si una muestra es una sustancia pura (elemento o compuesto) o una mezcla (heterogénea u homogénea)
4. Identificar correctamente los símbolos de los elementos más comunes.

1.2 Propiedades de la materia

1. Distinguir entre propiedades físicas y químicas y entre propiedades extensivas e intensivas. Producir ejemplos de todas éstas.
2. Diferenciar entre cambios físicos y cambios químicos. Explicar las diferencias entre estos dos tipos de cambio a nivel microscópico.

1.3 Unidades de medición

1. Usar correctamente las unidades fundamentales y prefijos del Sistema Internacional de Unidades (SI) y hacer conversiones entre unidades.
2. Definir apropiadamente área, peso, masa, longitud y volumen. Expresar estas cantidades físicas en las unidades apropiadas y hacer cálculos relacionados.
3. Definir apropiadamente y distinguir calor y temperatura. Describir la base experimental para la medición de la temperatura.
4. Utilizar las escalas de Fahrenheit, Celsius y Kelvin y hacer conversiones entre estas tres escalas de temperatura.
5. Definir densidad y realizar cálculos relacionados.

1.4 Incertidumbre en las medidas

1. Distinguir entre números exactos e inexactos. Definir incertidumbre en una medida y explicar su relevancia en ciencias experimentales.
2. Distinguir entre exactitud y precisión en una medición experimental.
3. Interpretar correctamente números escritos en notación científica, hacer conversiones entre notación científica y decimal, y usar números escritos en notación científica en cálculos.
4. Definir cifras significativas y aplicar las reglas para expresar la incertidumbre en una medición. Aplicar las reglas de propagación de incertidumbre para expresar el resultado de un cálculo con el número correcto de cifras significativas. Aplicar correctamente las reglas de redondeo (< 5 , > 5 , $= 5$).

1.5 Análisis Dimensional

1. Convertir unidades entre el SI y otros sistemas mediante el uso de factores unitarios de conversión.

Tema: NOMENCLATURA SISTEMÁTICA DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS

Este tema es de estudio individual, empleando el material suministrado por la Cátedra.

Compuestos binarios.

1. Usar los métodos de Stokes y estequiométrico para escribir el nombre correcto y viceversa para un óxido a partir de su fórmula química.
2. Repetir lo anterior (1) para los compuestos binarios de hidrógeno.
 - a) hidruros
 - b) grupo V
 - c) grupo VI y VII
3. Repetir lo anterior (1) para sales binarias.
4. Repetir lo anterior (1) para compuestos binarios entre no metales.

Compuestos Ternarios

1. Dada la fórmula, escribir el nombre correcto y viceversa para:
 - a) Hidróxidos
 - b) Oxácidos
 - c) Sales ternarias

Compuestos Cuaternarios

1. Dada la fórmula escribir el nombre correcto y viceversa para una sal con hidrógeno en el anión.

Tema 2

ATOMOS, MOLECULAS E IONES

Objetivo General: Examinar las unidades fundamentales de la materia y representar la composición de las sustancias mediante fórmulas químicas.

2.1 La visión moderna de la estructura atómica

1. Identificar las características (masas relativas y cargas) de las partículas subatómicas de mayor interés en la química: electrón, protón y neutrón.
2. Definir número atómico y número de masa. Determinar estos valores a partir del número de protones, neutrones y electrones de un átomo.
3. Definir isótopo y las diferencias en los núcleos de isótopos de un mismo elemento.

2.2 Masa Atómica

1. Definir masa atómica y entender su significado.
2. Definir el concepto de “u” unidad unificada de masa atómica.
3. Explicar por qué las masas atómicas no son números enteros y calcular la masa atómica promedio a partir de la abundancia relativa de isótopos.

2.3 La Tabla Periódica

1. Explicar el concepto de clasificación periódica de los elementos en la Tabla Periódica. Explicar el concepto y las bases experimentales de las familias o grupos en la Tabla Periódica. y el concepto de familias o grupos. Identificar por nombres las familias de elementos químicos.
2. Distinguir y describir las diferencias químicas y físicas entre metales, no metales y metaloides.

2.4 Moléculas y compuestos moleculares

1. Definir molécula y compuesto molecular. Diferenciar entre elementos que son moléculas poliatómicas en condiciones estándar y compuestos.

2.5 Iones y compuestos iónicos

1. Definir y distinguir catión y anión. Describir cómo se forman a partir de átomos.
2. Escribir el símbolo y carga de un ión a partir del número de protones, neutrones y electrones y viceversa.
3. Explicar los patrones que se dan en la Tabla Periódica (por ejemplo, los tipos de iones típicos en los elementos representativos).
4. Definir y distinguir compuestos iónicos y moleculares.
5. Predecir la fórmula empírica para un compuesto iónico a partir de las cargas del anión y del catión.

Tema 3**ESTEQUIOMETRIA: CALCULOS CON FORMULAS Y ECUACIONES QUIMICAS**

Objetivo General: Escribir e interpretar las ecuaciones químicas y establecer relaciones cuantitativas entre las sustancias que participan en las reacciones químicas

3.1 Ecuaciones Químicas

1. Escribir y balancear ecuaciones químicas a partir de las fórmulas de reactantes y productos o de los nombres de los reactantes y productos.

3.2 Masas Fórmula

1. Definir masa fórmula. Calcular la masa fórmula a partir de la composición de un compuesto.

3.3 El Número de Avogadro y el mol

1. Definir la constante "Número de Avogadro". Definir cantidad de sustancia (mol). Definir masa molar y relacionarla con la masa fórmula.
2. Calcular la masa de una muestra de un elemento a partir de su masa atómica y del número de átomos. Calcular la masa de una muestra de un compuesto a partir del número de partículas en la muestra.
3. Calcular el número de átomos, moléculas o iones presentes en una muestra de una sustancia pura (elemento o compuesto).
4. Realizar interconversiones entre cantidad de sustancia y masa.

3.4 Información cuantitativa a partir de las ecuaciones balanceadas

1. Dada una ecuación balanceada, hacer cálculos estequiométricos que relacionen cantidad de sustancia, masa y número de partículas.

3.5 Reactivos limitantes

1. Definir reactivo limitante, reactivo en exceso, rendimiento teórico, rendimiento experimental y porcentaje de rendimiento; y determinarlo en una reacción.
2. Dada una ecuación balanceada y las cantidades de sustancias o masas de productos o reactantes, determinar el reactivo limitante, reactivo en exceso, rendimiento teórico, rendimiento experimental y porcentaje de rendimiento.

Tema 4

REACCIONES EN DISOLUCIONES ACUOSAS

Objetivo general: Estudiar el comportamiento de algunas disoluciones acuosas y reacciones que ocurren en disolución acuosa

4.1 Propiedades generales de las disoluciones acuosas

1. Definir las propiedades electrolíticas y distinguir entre electrolitos fuertes y débiles, así como no-electrolitos.

4.2 Reacciones de precipitación

1. Definir solubilidad e insolubilidad. Definir reacción de precipitación. Describir cómo ciertas combinaciones de anión-cation producen precipitados mientras otras producen compuestos solubles.

4.3 Reacciones de oxidación-reducción

1. Definir número de oxidación y determinarlo dada la fórmula de un compuesto. Diferenciar entre número de oxidación y carga de un ion. (Se repartirá en clase una hoja sobre este tema.)
2. Conocer los estados de oxidación más comunes para los elementos representativos.
3. Usar las reglas de asignación de números de oxidación. Determinar los números de oxidación de átomos en un compuesto o ion poliatómico usando las reglas para su asignación.

4.4 Concentración de las disoluciones

1. Definir composición química. Definir diferentes maneras de expresar la composición química: concentración de sustancia mol/litro o molaridad.
2. A partir de dos de los siguientes datos, calcular el tercero: masa de disolución o de disolvente, cantidad de sustancia o masa o gramos de soluto.
3. Calcular concentraciones resultantes involucrando dilución de disoluciones.

Tema 5

ESTRUCTURA ELECTRONICA DE LOS ATOMOS

Objetivo General: Desarrollar un modelo de la estructura electrónica de los átomos consistente con la evidencia experimental

5.1 Mecánica cuántica y orbitales atómicos

1. Explicar los aportes del Modelo Cuántico en relación a los modelos clásicos del átomo. Explicar el significado de la función de onda y de la densidad de probabilidad.
2. Establecer los números cuánticos que definen un electrón, interpretar su significado físico y aplicar las reglas que gobiernan sus valores.
3. Relacionar los números cuánticos con la notación s, p, d, f, g .

5.2 Representación de orbitales

1. Representar la variación de la densidad de probabilidad en función de la distancia al núcleo para un electrón.
2. Describir la simetría de los orbitales s , p , d , f . Definir nodos.

5.3 Átomos polielectrónicos

1. Describir los factores que determinan la energía de un electrón en un átomo polielectrónico.
2. Definir el concepto de espín del electrón y relacionarlo con el número cuántico de espín.
3. Explicar el Principio de Exclusión de Pauli y relacionarlo con el número de electrones en un orbital.

5.4 Configuraciones electrónicas

1. Definir y explicar la Regla de Hund y utilizarla con el Principio de Exclusión de Pauli para escribir las configuraciones electrónicas de los átomos.
2. Escribir la configuración electrónica de un elemento conociendo su número atómico: explicar las “anomalías” existentes en algunos elementos (cromo, cobre, plata, oro, molibdeno).
3. Dibujar diagramas de orbital para átomos de elementos comunes.
4. Escribir configuraciones electrónicas completas y condensadas.
5. Describir el llenado de electrones en los metales de transición y en los elementos de transición interna (lantánidos y actínidos).

5.5 Configuraciones electrónicas y Tabla Periódica

1. Identificar los elementos representativos, de transición y de transición interna (lantánidos o actínidos) y ubicarlos en la Tabla Periódica. Identificar la capa electrónica que está siendo llenada en cada caso.
2. Relacionar la configuración electrónica de un elemento con su posición en la Tabla Periódica.

II Parcial

Tema 6

PROPIEDADES PERIODICAS DE LOS ELEMENTOS

Objetivo General: Asociar relaciones periódicas y propiedades de los elementos con sus configuraciones electrónicas

6.1 Carga nuclear efectiva

1. Definir y explicar carga nuclear efectiva y describir y explicar su variación dentro de un grupo o periodo.

6.2 Tamaño de los átomos y los iones

1. Describir y explicar factores que determinan la variación del radio atómico dentro de un período o grupo en la Tabla Periódica.
2. Comparar los tamaños relativos de los átomos e iones de los elementos representativos. Explicar las diferencias en dichos tamaños.
3. Describir y explicar la variación del tamaño de los iones en una serie isoelectrónica.

6.3 Energía de Ionización

1. Definir energía de ionización.
2. Explicar los valores de las energías de ionización sucesivas con base en la distribución de los electrones en los átomos.
3. Describir y explicar las variaciones periódicas en la primera energía de ionización para los elementos dentro de un grupo o periodo. Explicar las anomalías en dichos valores.
4. Escribir la configuración electrónica para iones de elementos representativos y de transición.

6.4 Afinidades Electrónicas

1. Definir y explicar afinidad electrónica
2. Describir y explicar la variación de la afinidad electrónica para los elementos de un período.

6.5 Metales, No Metales y Metaloides

1. Describir las principales propiedades de los metales y no metales.
2. Definir metaloides y describir algunas de sus propiedades.

Tema 7

CONCEPTOS BASICOS DE LOS ENLACES QUIMICOS

Objetivo General: Considerar la naturaleza y propiedades de las fuerzas interatómicas llamadas enlaces químicos.

7.1 Enlaces Químicos, Estructuras de Lewis y la regla del octeto

1. Definir electrones de valencia y escribir los símbolos de Lewis para los átomos.
2. Describir las propiedades especiales de los gases nobles y definir la regla del octeto.

7.2 Enlaces iónicos

1. Explicar la transferencia de electrones de átomos metálicos a átomos no metálicos utilizando los conceptos de energía de ionización y afinidad electrónica. Explicar la formación de iones y definir enlace iónico en términos de atracciones electrostáticas.
2. Definir energía de red y explicar su origen. Comparar valores relativos de energías de red para para diferentes compuestos.

7.3 Enlace covalente

1. Describir el mecanismo de formación del enlace covalente y usar fórmulas químicas para describir la secuencia en que se enlazan los átomos en un compuesto covalente.
2. Definir enlace múltiple y dar algunos ejemplos de moléculas donde se presente este tipo de enlaces.

7.4 Polaridad de enlace y electronegatividad

1. Definir electronegatividad. Describir y explicar su variación en un grupo o período.
2. Predecir polaridades relativas de enlace basándose en diferencias de electronegatividad de los átomos enlazados.
3. Definir momento dipolar y polaridad para moléculas diatómicas.

7.5 Cómo dibujar estructuras de Lewis

1. Escribir estructuras de Lewis para moléculas e iones poliatómicos.
2. Definir y explicar carga formal y utilizar este concepto para decidir cuál estructura es más probable cuando una especie puede presentar varias estructuras.

7.6 Estructuras de resonancia

1. Definir y explicar resonancia en referencia a la estructura de una especie. Escribir las formas de resonancia para moléculas e iones poliatómicos.

7.7 Excepciones a la regla del octeto

1. Explicar las diferentes excepciones a la regla del octeto y escribir estructuras para especies que las presenten.

Tema 8

GEOMETRIA MOLECULAR Y TEORIAS DE ENLACE COVALENTE

Objetivo General: Estudiar los factores que determinan las formas de las moléculas y su relación con las propiedades de las sustancias. Estudiar el enlace químico desde el punto de vista de la mecánica cuántica.

8.1 El Modelo RPECV

1. Describir y explicar los fundamentos del Modelo RPECV. Relacionar el número de pares de electrones en el nivel de valencia de un átomo en una molécula con la distribución geométrica alrededor de dicho átomo.
2. Determinar las geometrías electrónicas, ángulos de enlaces y geometrías moleculares para moléculas o iones poliatómicos con un máximo de cuatro dominios electrónicos.
3. Determinar los ángulos de enlace en moléculas con más de un átomo central.

8.2 Forma molecular y polaridad de las moléculas

1. Definir momento dipolar. Definir moléculas polares y explicar el origen de la polaridad.
2. Predecir si una molécula es polar o no polar a partir de la geometría molecular.

8.3 Enlaces covalentes y traslape de orbitales

1. Describir y explicar los fundamentos de la Teoría del Enlace Valencia. Explicar los factores responsables de la energía mínima en la formación de un enlace covalente.

8.4 Orbitales híbridos

1. Explicar el concepto de hibridación y su relación con la geometría molecular.
2. Predecir el tipo de orbitales híbridos presentes en una molécula o ion poliatómico a partir de su estructura de Lewis. (No se estudiarán los orbitales híbridos que involucran orbitales d).

8.5 Enlaces Múltiples

1. Distinguir entre enlaces sigma (σ) y pi (π) e identificarlos dada la fórmula de una especie conteniendo enlaces múltiples. Dibujar estructuras mediante orbitales híbridos para estas especies.
2. Explicar el concepto de deslocalización de electrones en los enlaces pi (π)

Tema 9

TERMOQUIMICA

Objetivo general: Estudiar los cambios energéticos que acompañan a las reacciones químicas

9.1 La naturaleza de la energía

1. Definir energía y describir algunas de sus manifestaciones.
2. Definir trabajo y establecer su relación con las diferentes formas de energía.
3. Definir sistema y entorno y distinguir entre sistemas abiertos, cerrados y aislados.

9.2 La Primera Ley de la Termodinámica

1. Definir energía interna y cambio de energía interna para un sistema.
2. Enunciar la Primera Ley de la Termodinámica y explicar sus fundamentos e implicaciones. Expresarla matemáticamente.
3. Aplicar las convenciones de signo para indicar la dirección del flujo de energía en la forma de calor o de trabajo. Realizar cálculos con base en la expresión matemática de la Primera Ley de la Termodinámica.
4. Definir y distinguir procesos exotérmicos y endotérmicos.
5. Definir “función de estado” y reconocer cuáles de las propiedades estudiadas son funciones de estado.

9.3 Entalpía

1. Definir entalpía y relacionar su cambio (ΔH) con el flujo calórico de las reacciones que ocurren a presión constante.

9.4 Entalpías de reacción

1. Escribir correctamente una ecuación termoquímica.
2. Explicar la relación entre ΔH y la cantidad de sustancia. Describir la relación entre ΔH de una reacción y la reacción inversa.

9.5 Ley de Hess

1. Definir y explicar la Ley de Hess.
2. Solucionar problemas aplicando la Ley de Hess.

9.6 Entalpías de formación

1. Describir y explicar las bases sobre las cuales se definen las entalpías estándar de formación.
2. Escribir la ecuación termoquímica para la reacción de formación de un compuesto.
3. Calcular ΔH para una reacción a partir de entalpías estándar de formación y viceversa.

9.7 Alimentos y Combustibles (el estudiante lo lee en la casa)

1. Asociar el concepto de alimento con su valor energético.
2. Convertir calorías a Joules y viceversa.

Tema: REACCIONES QUÍMICAS

Este tema es de estudio individual, podrá ser reforzado con el material suministrado por la Cátedra.

Reacciones de combinación

1. Dados los reactantes, completar ecuaciones de combinación entre:
 - a. Un metal y un no metal
 - b. Dos no metales
 - c. Un compuesto y un elemento
 - d. Oxido metálico y agua
 - e. Oxido no metálico y agua

Reacciones de descomposición

1. Completar una ecuación de descomposición de un compuesto en:
 - a. Dos elementos
 - b. Dos compuestos
 - c. Un compuesto y un elemento

Reacciones de Desplazamiento

1. Completar una ecuación de desplazamiento tomando en cuenta la serie de actividad de los metales.

Reacciones de Metátesis (doble desplazamiento)

1. Completar ecuaciones para reacciones de metátesis

Reacciones de Oxidación (combustión).

1. Completar ecuaciones para reacciones de oxidación (combustión).

Tema 10

GASES

Objetivo General: Familiarizarse con las leyes que predicen el comportamiento físico de los gases
--

10.1 Características de los gases

1. Explicar las características de los gases (nivel macroscópico) con base en las interacciones de sus partículas (nivel microscópico).

10.2 Presión

1. Definir presión de un gas y explicarla a nivel microscópico (comportamiento de las partículas).
2. Identificar las unidades SI y comunes de presión.
3. Definir presión atmosférica.

4. Describir la operación y uso de un manómetro.

10.3 La ecuación del gas ideal

1. Definir la Ley de los Gases Ideales. Expresarla matemáticamente y definir cada uno de las variables componentes y las relaciones entre ellas.
2. Determinar una variable (P, V, T o n) cuando se conocen tres de ellas o se pueden derivar de otros cálculos.
3. Predecir el efecto de un cambio en una variable sobre las otras.

10.4 Mezclas de gases y presiones parciales

1. Definir presión parcial y presión total en una mezcla gaseosa.
2. Definir fracción molar.
3. Definir y explicar la Ley de Dalton y aplicarla para obtener presiones parciales de gases en una mezcla.
4. Relacionar la presión parcial de un gas con su fracción molar en una mezcla de gases.

10.5 Efusión y Difusión Molecular

1. Definir efusión y difusión de un gas. Hacer cálculos con la ley de efusión de Graham.

III Parcial

Tema 11

LÍQUIDOS Y FUERZAS INTERMOLECULARES

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 los gases, líquidos y sólidos

1. Comparar y contrastar a nivel microscópico las características de los tres estados físicos fundamentales de la materia.

11.2 Fuerzas intermoleculares

1. Definir y distinguir fuerzas interatómicas (enlaces químicos entre átomos) y fuerzas intermoleculares (interacciones entre moléculas).
2. Definir dipolo en términos moleculares.
3. Definir y explicar las interacciones ion-dipolo.
4. Definir los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar su origen (nivel microscópico).
5. Analizar los factores de los cuales depende la intensidad de las fuerzas intermoleculares.
6. Predecir el tipo de fuerza intermolecular entre partículas de una sustancia. Predecir el tipo de fuerza intermolecular entre partículas de sustancias diferentes.
7. Predecir propiedades físicas relativas (punto de ebullición, solubilidad, punto de fusión) de sustancias a partir de la información implícita en sus fórmulas estructurales.

11.3 Algunas propiedades de los líquidos

1. Explicar la relación entre viscosidad y fuerzas intermoleculares y temperatura.
2. Explicar la relación entre tensión superficial y fuerzas intermoleculares.

11.4 Cambios de fase

1. Definir cambio de fase y los tipos de cambio de fase.
2. Describir y explicar los cambios energéticos asociados con los cambios de fase.

11.5 Presión de vapor

1. Definir presión de vapor de un líquido. Explicar el equilibrio dinámico de volatilización en un sistema cerrado.
2. Describir y explicar la relación entre presión de vapor y temperatura; presión de vapor y volumen.
3. Explicar la relación entre volatilidad, presión de vapor y temperatura.
4. Explicar diferencias en presiones de vapor de diferentes líquidos puros utilizando la magnitud de las fuerzas intermoleculares (con base en la estructura molecular).
5. Definir y explicar la relación entre presión de vapor y punto de ebullición.

Tema 12

SÓLIDOS Y NUEVOS MATERIALES

Objetivo General: Comparar las propiedades entre los diferentes tipos de sólidos y asociar estas con su enlaces y estructura tridimensional.

12.1 Clasificación de los sólidos

1. Definir los diferentes tipos de sólidos y explicar las características que los distinguen.

12.2 Estructuras de los sólidos

1. Describir y explicar las diferencias entre sólidos cristalinos y amorfos.

12.3 Sólidos metálicos

1. Describir y explicar las propiedades de los sólidos metálicos.

12.4 Enlace metálico

1. Explicar el modelo del mar de electrones.
2. Explicar las propiedades de los sólidos metálicos usando el concepto de mar de electrones.

12.5 Sólidos iónicos

1. Definir y explicar las propiedades de los sólidos iónicos.

12.6 Sólidos moleculares

1. Definir y explicar las propiedades de los sólidos moleculares.

12.7 Sólidos de red covalente

1. Definir y explicar las propiedades de los sólidos de red covalente.

Tema 13

PROPIEDADES DE LAS DISOLUCIONES

Objetivo General: 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 éstas 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. Definir y explicar la diferencia entre disolución física y reacción química.
2. Explicar el proceso de disolución con base en las magnitudes relativas de fuerzas intermoleculares soluto-soluto, disolvente-disolvente y soluto-disolvente.
3. Explicar el factor entrópico asociado con el proceso de disolución.

4. Describir y explicar los cambios energéticos involucrados en el proceso de disolución.

13.2 Disoluciones saturadas y solubilidad

1. Describir y explicar el equilibrio dinámico disolución-cristalización.
2. Definir y comparar las soluciones insaturadas, saturadas y sobresaturadas.

13.3 Factores que afectan la solubilidad

1. Explicar la solubilización de una sustancia en otra con base en factores estructurales (fuerzas intermoleculares).
2. Predecir solubilidades relativas de solutos líquidos en un disolvente líquido.
3. Definir y explicar la Ley de Henry y discutir el efecto de la presión sobre la solubilidad de gases en líquidos.
4. Establecer y explicar cómo cambios de temperatura afectan un proceso con base en los cambios energéticos (procesos endotérmicos versus procesos exotérmicos).
5. Predecir el efecto de un cambio en la temperatura sobre la solubilidad de un sólido o gas en un líquido.

13.4 Formas de expresar la concentración

1. Definir: fracción de masa y porcentaje en masa, porcentaje en volumen, porcentaje masa-volumen, fracción molar, concentración de sustancia (molaridad).
2. Dados dos de los siguientes datos, calcular el tercero: fracción de masa o porcentaje en masa (o masa-volumen), masa de soluto o de disolvente, masa total de disolución.
3. Dados dos de los siguientes datos, calcular el tercero: concentración de sustancia, volumen de disolución, cantidad de sustancia (o masa) de soluto.
4. Hacer conversiones de fracción de masa o porcentaje en masa, a concentración de sustancia y viceversa.
5. Hacer conversiones de fracción molar o concentración de sustancia o fracción en masa y viceversa.
6. Calcular la fracción molar de los componentes de una disolución dada la cantidad de sustancia (o masa) de soluto o datos de los que se puedan determinar estos.
7. Hacer cálculos de diluciones.

13.5 Propiedades coligativas

1. Definir y explicar que es una propiedad coligativa.
2. Describir y explicar el efecto que tiene un soluto en la presión de vapor, el punto de ebullición y el punto de congelación de una disolución en comparación con el disolvente puro.
3. Definir y explicar ósmosis. Describir su papel en los procesos biológicos.
4. Describir y explicar cómo puede ser medida la presión osmótica y realizar cálculos involucrando presión osmótica.

- Definir y explicar el factor de Van't Hoff (i) y su aplicación en la determinación de la presión osmótica.
- Predecir la dirección de migración del disolvente cuando se separan disoluciones de diferente concentración de electrolitos o no electrolitos mediante una membrana semipermeable.

13.6 Coloides

- Definir coloide, suspensión y disolución verdadera. Diferenciar éstos con base en el tamaño de partícula.
- Clasificar los coloides de acuerdo con el estado físico de la fase dispersa y del medio dispersante (Tabla 13.5).
- Definir y explicar el Efecto Tyndall
- Definir y diferenciar coloides hidrofílicos e hidrofóbicos.

Tema 14

EQUILIBRIO QUIMICO

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

14.1 El concepto de equilibrio

- Definir y explicar equilibrio químico, equilibrio estático y equilibrio dinámico.

14.2 La constante de equilibrio

- Definir constante de equilibrio y explicar su origen en la Ley de Acción de Masas.
- Escribir la expresión de la constante de equilibrio K_c y K_p dada una reacción balanceada.
- Definir y explicar la relación del valor de K con las concentraciones iniciales de productos y reactantes, el volumen del recipiente, la presión total y la temperatura.
- Diferenciar claramente entre concentraciones instantáneas (p.e. iniciales) y concentraciones en equilibrio. Explicar cómo un número infinito de concentraciones en equilibrio pueden satisfacer el valor constante de K .
- Definir la relación entre K_c y K_p y utilizar la relación matemática para encontrar una a partir de la otra.

14.3 Interpretar y trabajar con las constantes de equilibrio

- Definir y explicar la relación entre el valor de K_c de una reacción y **(a)** el valor de K para la reacción inversa, **(b)** el valor de K para la reacción escrita con coeficientes diferentes y **(c)** el valor de K para la reacción neta compuesta de dos o más pasos.

14.4 Equilibrios heterogéneos

- Escribir la expresión de K_c ó K_p para equilibrios heterogéneos.
- Explicar por qué la concentración de los sólidos y líquidos puros en un equilibrio heterogéneo no se incluye en la expresión de la constante de equilibrio.

3. Explicar por qué los sólidos y líquidos puros deben estar presentes para que se establezca un equilibrio.

14.5 Cálculo de las constantes de equilibrio

1. Calcular K_c a partir de las concentraciones iniciales o presión de por lo menos una sustancia (reactante o producto).
2. Diferenciar entre concentración inicial, concentración momentánea y concentración en equilibrio.
3. Calcular las concentraciones en equilibrio para todas las especies presentes en un sistema conociendo el valor de K_c y las concentraciones iniciales.

14.6 Aplicaciones de las constantes de equilibrio

1. Definir cociente de reacción, Q , y su relación con la constante de equilibrio, K .
2. Predecir la dirección en que ocurrirá una reacción por comparación del cociente de reacción, Q , con el valor de la constante de equilibrio, K .

14.7 El Principio de Le Châtelier

1. Definir y explicar desplazamiento del equilibrio en referencia a una reacción química.
2. Describir y explicar el Principio de Le Châtelier.
3. Aplicar el Principio de Le Châtelier para predecir la dirección de la reacción cuando:
 - a) Se modifica la concentración de alguna de las sustancias presentes en el equilibrio.
 - b) Se modifica la presión o el volumen a temperatura constante.
 - c) Se modifica la temperatura a volumen constante.

IV Parcial

Tema 15

EQUILIBRIOS ÁCIDO - BASE

Objetivo General: Aplicar los principios del equilibrio químico a disoluciones de ácidos y bases y a reacciones ácido-básicas.

15.1 Ácidos y bases: un breve repaso

1. Definir ácido y base y describir las propiedades de disoluciones ácidas y básicas. Relacionar la acidez y basicidad de las soluciones con las concentraciones relativas de H_3O^+ y OH^- .

15.2 Ácidos y bases de Brønsted-Lowry

1. Definir ácido y base de acuerdo con la Teoría de Brønsted-Lowry. Identificar ácidos y bases de Brønsted-Lowry dada la ecuación para una reacción ácido-base.
2. Definir par conjugado, ácido conjugado y base conjugada.
3. Definir acidez y basicidad relativas.

15.3 La autoionización del agua

1. Escribir la ecuación química para la autoionización del agua.
2. Escribir la expresión matemática para K_w .
3. Utilizar la ecuación del equilibrio iónico del agua para calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$ o K_w a partir de los otros dos valores.
4. Describir y explicar la hidratación de protones $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en soluciones acuosas.

15.4 La escala de pH

1. Definir pH e interpretar el significado de la escala de pH
2. Dada una de las magnitudes, calcular las otras: $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$, pH, pOH.

15.5 Ácidos y bases fuertes

1. Identificar los ácidos (HClO_4 , HCl , HBr , HI , HNO_3 y H_2SO_4) y bases fuertes más comunes.
2. Dada información sobre su preparación (cantidades iniciales, diluciones, etc.) calcular el pH para disoluciones de ácidos y bases fuertes.

15.6 Ácidos débiles

1. Explicar el proceso de ionización de ácidos débiles y escribir las ecuaciones químicas correspondientes.
2. Definir el porcentaje de ionización y hacer cálculos relacionados.
3. Definir K_a , explicar su significado e interpretar sus valores.
4. Calcular K_a para disoluciones de ácidos débiles a partir de pH, de la concentración de hidronio o del porcentaje de ionización del ácido.
5. Calcular el pH y el porcentaje de ionización para una disolución de un ácido débil.

6. Definir ácido poliprótico.
7. Escribir ecuaciones químicas para la ionización de ácidos polipróticos y las expresiones matemáticas para la K_a de cada etapa.
8. Explicar los valores relativos de K_a consecutivas para ácidos polipróticos (CUALITATIVO, NO SE HARÁN CÁLCULOS DE K_a o pH)

15.7 Bases débiles

1. Escribir la expresión de la K_b para disoluciones de bases débiles. Explicar la naturaleza básica de disoluciones acuosas de aminas y aniones de los ácidos débiles (bases conjugadas de ácidos débiles).
2. Calcular el pH y el porcentaje de ionización para una disolución de una base débil.
3. Calcular K_b a partir del pH, concentración de hidróxido o del porcentaje de ionización de una base.

15.8 Relación entre K_a y K_b

1. Explicar la relación matemática entre las constantes de ionización ácida y básica.

15.9 Ácidos y bases de Lewis

1. Definir ácido y base de acuerdo con la Teoría de Lewis.
2. Identificar ácidos y bases de Lewis dada la ecuación para una reacción ácido-base.
3. Explicar enlace coordinado e identificar los enlaces coordinados en una especie.

Tema 16

ASPECTOS ADICIONALES DE LOS EQUILIBRIOS

<p>Objetivo General: Estudiar el efecto de la perturbación de un equilibrio iónico y utilizarlo para el estudio de las disoluciones amortiguadoras (buffer).</p>

16.1 El efecto del ion común

1. Describir el efecto del ion común usando el Principio de Le Châtelier.
2. Determinar el pH de una disolución que resulta de mezclar una disolución de un ácido o base débil con una sal que contiene un ion común.
3. Determinar el pH de una disolución que resulta de mezclar una disolución de un ácido débil con un ácido fuerte.

16.2 Disoluciones amortiguadoras

1. Explicar el principio de la capacidad amortiguadora.
2. Calcular el pH de una disolución amortiguadora.
3. Calcular la cantidad de una sal de un ácido débil necesaria para obtener una disolución amortiguadora de un pH determinado.

4. Calcular la cantidad de una sal de una base débil necesaria para obtener una disolución amortiguadora de un pH determinado.
5. Explicar el significado químico de cada uno de los componentes de la Ecuación de Henderson-Hasselbalch.
6. Utilizar la Ecuación de Henderson-Hasselbach en cálculos de pH de disoluciones amortiguadoras.
7. Dada la composición de una disolución amortiguadora, calcular el pH antes y después de la adición de una cantidad conocida de ácido fuerte o base fuerte.

16.3 Equilibrios de solubilidad

1. Escribir la expresión para la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) para un compuesto iónico muy poco soluble en agua.

16.4 Factores que afectan la solubilidad

1. Describir los factores que influyen en la solubilidad de los compuestos iónicos. Explicar estos efectos a nivel microscópico.
2. Describir el efecto del ion común en equilibrio de solubilidad. Explicar este efecto a nivel microscópico.
3. Describir el efecto del pH en un equilibrio de solubilidad. Explicar este efecto a nivel microscópico.
4. Describir el efecto de la formación de complejos en un equilibrio de solubilidad. Explicar este efecto a nivel microscópico.

Tema 17

TERMODINAMICA QUIMICA

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

17.1 Procesos espontáneos

1. Definir espontaneidad. Predecir la espontaneidad de procesos comunes.
2. Diferenciar claramente entre cinética (velocidad de reacciones) y conceptos termodinámicos como espontaneidad (factibilidad de que un proceso químico ocurra sin intervención externa).

17.2 Entropía y la Segunda Ley de la Termodinámica

1. Definir entropía (S) y describir cómo ésta se relaciona con el azar o desorden.
2. Enunciar y explicar la Segunda Ley de la Termodinámica para procesos reversibles e irreversibles.
3. Definir cambio de entropía (ΔS).

17.3 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.
2. Comparar las entropías de diferentes sustancias de acuerdo con su naturaleza (composición, estructura), estado físico, presión o temperatura.
3. Predecir el signo de ΔS para procesos físicos o químicos.
4. Enunciar y explicar la Tercera Ley de la Termodinámica.

17.4 Cambios de entropía en las reacciones químicas

1. Definir y explicar entropías molares estándar.
2. Calcular el cambio de entropía estándar de una reacción a partir de valores tabulados de las entropías molares estándar.

17.5 Energía libre de Gibbs

1. Definir energía libre en términos de entalpía y entropía y explicar el criterio para la espontaneidad de un proceso químico.
2. Definir energía libre estándar de formación.
3. Calcular el cambio de energía libre estándar de una reacción a partir de valores tabulados de las energías libre estándar de formación.

17.6 Energía libre y temperatura

1. Predecir cualitativamente el efecto de la temperatura en ΔG utilizando la ecuación matemática que relaciona estos dos términos con ΔH y ΔS .
2. Calcular el efecto de la temperatura en ΔG dados los valores de ΔH y ΔS .

17.7 Energía libre y la constante de equilibrio

1. Definir afinidad de Gibbs, usado para predecir la espontaneidad instantánea de un sistema.
2. Relacionar matemáticamente ΔG con la constante de equilibrio K .

Tema 18

ELECTROQUÍMICA

Objetivo General: Aplicar los conceptos fundamentales de oxidación y reducción a las celdas voltaicas.

18.1 Estados de oxidación y reacciones de oxidación- reducción

1. Definir oxidación y reducción química.
2. Diferenciar entre oxidación y reducción en términos de ganancia y pérdida de electrones y en términos de cambio en el número de oxidación.
3. Diferenciar claramente entre número de oxidación y carga.
4. Definir agente oxidante y agente reductor e identificarlos en una reacción química redox.

18.2 Celdas voltaicas (galvánica)

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

18.3 FEM de la celda bajo condiciones estándar

1. Definir FEM o potencial de una celda
2. Definir las condiciones electroquímicas estándar.
3. Explicar e interpretar la serie electromotriz de los elementos y utilizarla para:
 - a) comparar las fuerzas relativas de agentes oxidantes y reductores.
 - b) determinar el voltaje de una celda bajo condiciones estándar.

18.4 Energía libre y reacciones de oxidación reducción

1. Predecir si una reacción redox ocurrirá espontáneamente bajo condiciones estándar.
2. Relacionar cualitativamente la FEM de una reacción con su cambio de energía libre.

18.5 FEM de celda bajo condiciones no estándar

1. Explicar el sentido químico de cada componente de la Ecuación de Nernst.
2. Usar la Ecuación de Nernst para determinar potenciales de celda bajo condiciones no estándar.

Tema 19

QUIMICA NUCLEAR

Objetivo General: Estudiar las características de algunos tipos de reacciones nucleares, sus aplicaciones y su importancia en la sociedad contemporánea.

19.1 Radiactividad

1. Definir radiactividad natural.
2. Describir las características de las partículas que forman el núcleo atómico.
3. Reconocer los símbolos, identidad y propiedades de los diferentes tipos de radiación.
4. Escribir ecuaciones nucleares para los diferentes tipos de desintegración radiactiva.

19.2 Patrones de estabilidad nuclear

1. Predecir el modo de desintegración y productos para núcleos:
 - a) Por encima de la banda de estabilidad.
 - b) Por debajo de la banda de estabilidad
 - c) Con número atómico ≥ 84

2. Explicar la estabilidad de un núcleo con base en la relación entre su número de protones y neutrones y con los “números mágicos”.

19.3 Transmutaciones nucleares

1. Escribir ecuaciones nucleares balanceadas para métodos de transmutación artificial.

19.4 Detección de radiactividad

1. Explicar cómo se detecta la radiación y el uso de los radiotrazadores.

19.5 Radiación en el ambiente y en los sistemas vivos

1. Explicar cómo los efectos de la radiación ionizante dependen de la energía y del tipo de radiación.
2. Describir las unidades para medir la dosis de radiación. Realizar cálculos relacionados.