



**“2011 AÑO INTERNACIONAL DE LA QUIMICA”**

**QUIMICA GENERAL INTENSIVA**

**QU-0114**

**I-GENERALIDADES**

<b>UBICACIÓN</b>	I Ciclo 2011
<b>DURACIÓN</b>	Semestral
<b>INTENSIDAD</b>	4 créditos
<b>Nº DE GRUPO Y HORARIO</b>	Grupo 01 L 8:00 a 9:50 A. M. y J 8:00 a 10:50 A. M.
<b>LÍNEA CURRICULAR</b>	Es un curso de servicio; en el primer nivel para carreras del área de medicina, nutrición, agronomía y gestión de recursos naturale.
<b>REQUISITOS</b>	Ninguno
<b>CORREQUISITO</b>	QU-0115
<b>PERÍODO</b>	Semestral I Ciclo, 2011.
<b>COORDINADORA</b>	M.Ev. Patricia Guzmán Loría

**II- OBJETIVO(S) DEL CURSO.**

El curso pretende dar al estudiante una visión de la estructura de la materia partiendo del concepto atómico y llegando a estudiar las interacciones y formación de nuevas sustancias. Se estudian los estados de la materia, la naturaleza de las disoluciones, los factores que determinan la espontaneidad de las reacciones y los diferentes tipos de cambios químicos y sus aplicaciones a los procesos biológicos e industriales.

**III- DESCRIPCIÓN DEL CURSO.**

Se cubrirá la materia de los capítulos 1,2,3,5,6,7,8,9,10,11,13,15,16,17,19, 20 y 21 del libro de texto. QUIMICA: LA CIENCIA CENTRAL, de Brown, Le May & Bursten. (11<sup>a</sup>. Edición). Algunas partes serán suprimidas y otras ampliadas según lo que indican los OBJETIVOS DEL CURSO que se deben adquirir en la fotocopiadora A la parte de la oficina de Ciencias Naturales.

#### IV- EVALUACION.

Se efectuarán seis pruebas parciales cuyo promedio constituirá la calificación total del curso. Para aprobar el curso el promedio de los exámenes parciales debe ser igual o superior a 7,0 y que la nota del VI parcial sea superior a 6,0

La calificación del curso se reportará en números redondeados, (1,0; 2,5; 7,0; 7,5; 8.0...). Si el estudiante no aprueba el curso, pero, su nota final es igual o mayor que seis, su calificación final se redondeará a 6,0 o 6,5, según el caso y tendrá derecho a presentar un examen de Ampliación el cual, será realizado después de la finalización del curso, en la fecha indicada en el cronograma. Si fuera aprobado, se sustituirá la nota final por la nota siete, (7,0). Si no fuera aprobado, perderá el curso, pero, mantendrá la nota final (6,0 o 6,5).

En los exámenes no se permite el uso de calculadoras alfanuméricas.

El curso de teoría QU-0114 y el de Laboratorio QU-0115, se pueden aprobar o reprobar independientemente uno del otro.

I EXAMEN PARCIAL	24 de marzo	8:00 a.m.
II EXAMEN PARCIAL	7 de abril	8:00 a.m.
III EXAMEN PARCIAL	5 de mayo	8:00 a.m.
IV EXAMEN PARCIAL	26 de mayo	8:00 a.m.
V EXAMEN PARCIAL	9 de junio	8:00 a.m.
VI EXAMEN PARCIAL	30 de junio	8:00 a.m.
EXAMEN REPOSICIÓN	6 de Julio	8:00 a.m.
EXAMEN AMPLIACION	13 de Julio	8:00 a.m.

Las fechas de los exámenes podrán variarse de acuerdo a la conveniencia de los estudiantes.

#### V- METODOLOGÍA. Y OBSERVACIONES

Para alcanzar los objetivos propuestos, se utilizará básicamente la conferencia o la clase magistral. Estos temas serán reforzados por medio de videos, demostraciones, lecturas y resolución de problemas. El curso de laboratorio ofrecerá también una serie de experiencias acorde al desarrollo de la teoría.

La materia se imparte en cinco horas semanales de clase teóricas y tres horas de laboratorio en grupos de 20 estudiantes; cada uno atendido por un asistente.

El estudiante que, por algún motivo especial, no pueda presentar un examen parcial, deberá presentar, ante el profesor del curso, una justificación para que el examen se le pueda reponer al finalizar el curso. Dicha justificación deberá presentarse a más tardar 3 días hábiles después de efectuado el examen parcial (transcurrido este lapso no será aceptada). El profesor se reserva el derecho de aceptar la JUSTIFICACION, si se acepta ésta, se le efectuará el examen de reposición durante la primera semana después de la finalización del curso.

Con el afán de solventar de la mejor manera los requerimientos académicos de los estudiantes; durante el semestre estará funcionando un **Estudiadero de Química en el edificio de Física y Matemáticas todos los miércoles de 8:00 am a 5:00 pm.**

**VI – BIBLIOGRAFÍA QUIMICA: LA CIENCIA CENTRAL**, de Brown, Le May & Bursten. (11ª Edición). **TEMAS DE QUIMICA GENERAL** de Niko Hilje y Eduardo Minero

**VII- En CASO DE EMERGENCIA**, como:

- Incendio que no puede ser controlado mediante el uso de extintores.
- Fuga de gas inflamable o tóxico de fuente no identificada o a gran escala.
- Sismo que provoque daños estructurales en columnas o techo de las instalaciones.
- Presencia de personas armadas o pandillas que puedan ser una amenaza.
- Cualquier otra situación que ponga en riesgo la seguridad de los ocupantes del edificio.

<p><b>1- Primera prioridad es salvaguardar la integridad de las personas.</b> <b>2- Segunda prioridad es rescatar los bienes de la Universidad.</b></p>
---

c: winword/programa/in114108.doc


**CRONOGRAMA DE ACTIVIDADES DEL CURSO**

**QUIMICA GENERAL INTENSIVA (QU-0114)**  
**I CICLO DEL 2011**  
**DISTRIBUCION DEL TIEMPO**

**“ 2011 AÑO INTERNACIONAL DE LA QUIMICA”**

	<b>SEMANA</b>	<b>L</b>	<b>J</b>
1.	07 – 11 Marzo	Instrucciones 1.2 a 1.5	1.6 ; 2.3 a 2.8
2.	14 – 18 Marzo	3.1 ; 3.3, 3.4 ; 3.6 , 3.7 Nomenclatura	6.5 a 6.9
3.	21 – 25 Marzo	Repaso	<b>I Examen Parcial Cáp I , 2 3 Nomen.</b>
4.	28 Marzo – 01 Abril	7.2 a 7.6    8.1 a 8.5	8.6 , 8.7 N° de Oxidación
5.	04 – 08 Abril	9.2 a 9.6 /Repaso	<b>II Examen Parcial Cáp 6, 7 , 8.1 a 8.5</b>
6.	11 – 15 Abril	<b>SEMANA</b>	<b>UNIVERSITARIA</b>
7.	18 – 22 Abril	<b>SEMANA</b>	<b>SANTA</b>
8.	25 – 29 Abril	5.1 a 5.4; 5.6 a 5.8 Ecuaciones Químicas	10.1 , 10.2 ;10.4 ; 10.6
9.	02 – 06 Mayo	Repaso	<b>III Examen Parcial Cáp 8.6, 8.7, N Oxidación 9, 5, Ec.Quím.</b>
10.	9 – 13 Mayo	11.2 ; 11.5; 11.8	13.1 a 13.4
11.	16 – 20 Mayo	13.5, 13.6	15.1 a 15.6
12.	23 – 27 Mayo	Repaso	<b>IV Examen Parcial Cáp 10, 11, 13</b>
13.	30 Mayo – 03 Junio	16.1 a 16.7    17.1 a 17.2	19.1 –19.3
14.	06 – 10 Junio	Repaso	<b>V Examen Parcial Cáp 15. 16, 17</b>
15.	13 – 17 Junio	19.4 a 19.6	20.1; 20.3 a 20.6
16.	20 – 24 Junio	21.1 a 21.3; 21.9	Repaso
17.	27 Junio – 01 Julio	Repaso	<b>VI Examen Parcial Cáp 19, 20, 21</b>
18.	6 de Julio	Reposición	
19.	13 de Julio	Ampliación	

## OBJETIVOS DEL CURSO

### CAPITULO 1 INTRODUCCION: MATERIA Y MEDICION

Objetivo General: Establecer algunos conceptos básicos para el estudio de la Química y reconocer su papel en el mundo actual.

#### 1.2 Clasificación de la materia

1. Hacer una lista de las características que distinguen a los tres estados de la materia.
2. Establecer el esquema de la clasificación de la materia distinguiendo entre sustancia pura y mezcla y entre elementos y compuestos. (Prob. 1).
3. Distinguir entre mezclas homogéneas y heterogéneas (Prob. 11, 12).
4. Memorizar los símbolos de los elementos más comunes.

#### 1.3 Propiedades de la materia

1. \*Distinguir entre propiedades físicas y químicas y entre propiedades extensivas e intensivas (Prob. 17, 18).
2. Distinguir entre cambios físicos y cambios químicos (Prob. 19, 20).

#### 1.4 Unidades de medición

1. Conocer y emplear las unidades fundamentales del Sistema Internacional de Unidades (SI) y los prefijos más comunes para unidades derivadas (Prob. 23, 24).
2. Establecer relaciones entre unidades de longitud, área y volumen.
3. Distinguir entre masa y peso.
4. Distinguir entre calor y temperatura y describir la base experimental para la medición de la temperatura.
5. Realizar cálculos para efectuar conversiones entre las diferentes escalas de temperatura (Prob. 25).
6. Establecer el concepto de densidad y realizar cálculos relacionados con este concepto (Prob. 27, 28).

#### 1.5 Incertidumbre en las medidas

1. Distinguir entre números exactos e inexactos (Prob. 33, 34).
2. Distinguir entre exactitud y precisión en una medición experimental (Prob. 59).
3. \*Expresar números en notación científica y exponencial. Realizar operaciones de suma, resta, multiplicación y división usando dicha notación (Apéndice A.1).
4. \*Aplicar las reglas de las cifras significativas para expresar la incertidumbre en una medición o en un cálculo basado en una medición. Establecer las reglas de redondeo (Prob. 37, 38).

#### 1.6 Análisis Dimensional

1. \*Convertir unidades entre el SI y otros sistemas mediante el uso de factores unitarios de conversión (Prob. 43, 44).

**LECTURAS:** La química en la industria química. (pág 4)  
La química en las noticias. (pág 18)

<b>EJERCICIOS:</b> 1 a 50, 59, 63, 73
---------------------------------------

## CAPITULO 2

### ATOMOS, MOLECULAS E IONES

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

#### 2.3 La visión moderna de la estructura atómica

1. Hacer una lista de las masas relativas y cargas del electrón, protón y neutrón. Señalar el papel que cada una de estas partículas juega en el átomo.
2. Ilustrar la relación entre el número atómico y el número de masa con el número de protones, neutrones y electrones (Prob. 25,26).
3. Reconocer la existencia de los isótopos y las diferencias nucleares entre los isótopos de un elemento (Prob. 22)

#### 1.4 Pesos Atómicos

1. Definir peso atómico y explicar su significado.
2. Calcular el peso atómico promedio de un elemento a partir de la masa y abundancia relativa de cada uno de sus isótopos. (Prob.31).
3. Calcular el % de abundancia de cada isótopo a partir del peso atómico promedio de un elemento y las masas de cada isótopo constituyente. (Prob.91)

#### 1.5 La Tabla Periódica

1. Explicar lo que se entiende por clasificación periódica de los elementos y el concepto de familias o grupos. Memorizar los nombres de las familias más importantes (Tabla 2.3) (Prob. 39).
2. Distinguir entre metales, no metales y metaloides (Prob. 38).

#### 2.6 Moléculas y compuestos moleculares

1. Describir lo que se entiende por molécula. Conocer cuáles elementos forman moléculas poli atómicas.(O<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>, S<sub>8</sub>)

#### 2.7 Iones y compuestos iónicos

1. Explicar cómo se forman los iones y distinguir entre catión y anión.
2. Escribir el símbolo y carga de un ión si se conocen el número de protones, neutrones y electrones y viceversa (Prob. 49)
3. Utilizar la Tabla Periódica para determinar las cargas de los iones simples (Prob. 51).
4. Distinguir entre compuestos iónicos y moleculares (Prob. 59, 60).
5. Predecir la fórmula empírica para un compuesto iónico a partir de las cargas de pares de iones (Prob. 58)

**2.8 Nombrando a los compuestos inorgánicos (Esta sección la estudia el / la estudiante en la casa)**

1. Conocer los nombres de los iones más comunes, simples y poliatómicos (Tablas 2.4 y 2.5.)
2. \*Escribir la fórmula de un compuesto iónico si se conoce el nombre y viceversa.
3. Escribir la fórmula de un compuesto molecular binario si se conoce el nombre y viceversa.

**NOMENCLATURA SISTEMÁTICA DE LOS COMPUESTOS**

Este tema deberá estudiarse en la casa en el folleto "TEMAS DE QUÍMICA GENERAL"

**Compuestos binarios.**

1. Dada la fórmula, escribir el nombre correcto y viceversa para un óxido, usando los métodos de Stoke y estequiométrico.
2. Repetir lo anterior para los compuestos binarios de hidrógeno.
  - a) hidruros
  - b) grupo V
  - c) grupo VI y VII
3. Repetir lo anterior para sales binarias
4. Repetir lo anterior 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

**LECTURA: Elementos necesarios para los organismos vivos (pág 57)**

EJERCICIOS: 2 a 8, 22 a 32, 37 a 72, 90 y 91
--

**CAPITULO 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 (Prob.9).

**3.3 Pesos formulares**

1. Calcular el peso molecular o peso formular a partir de la composición de un compuesto (Prob. 21, 22).
2. Determinar la composición porcentual de un compuesto a partir de su fórmula (Prob. 25,26).

**3.4 El Número de Avogadro y el mol**

1. Definir la cantidad de sustancia (mol) como Número de Avogadro de ..... y establecer el concepto de masa molar. (Prob.27)
- \*2. Calcular la masa de una muestra de un elemento o compuesto a partir de su peso atómico o molecular y del número de átomos o moléculas presentes en la muestra (Prob. 33 a, 35a).
3. Calcular el número de átomos, moléculas o iones presentes en una muestra de un elemento o compuesto (Prob. 33 d, 35 b, 36a).
4. Realizar interconversiones entre número de moles y masa en gramos (Prob. 39)

**3.6 Información cuantitativa a partir de las ecuaciones balanceadas**

- \*1. Usar factores de conversión para relacionar el número de moles, gramos y partículas cuando se da una ecuación balanceada (Prob.57, 58)

**3,7 Reactivos limitantes**

1. Definir el término de reactivo limitante y determinarlo en una reacción
2. Calcular el rendimiento teórico en una reacción

**LECTURA: El CO<sub>2</sub> y el efecto invernadero**

Ejercicios: 9 a 42, 57 a 64, 69 a 80
--------------------------------------



9  
CAPITULO 6

**ESTRUCTURA ELECTRONICA DE LOS ATOMOS**

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

**6.5 Mecánica cuántica y orbitales atómicos**

1. Interpretar 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 (Prob. 49, 50, 51).
3. Relacionar los números cuánticos con la notación s, p, d, f, g.

**6.6 Representación de orbitales**

1. Representar la variación de la densidad de probabilidad en función de la distancia al núcleo (Fig. 6.18) para un electrón.
2. Conocer la forma de los orbitales s, p, d, f. Establecer lo que se conoce como nodos. (Prob. 58).

**6.7 Átomos polielectrónicos**

1. Reconocer los factores que determinan la energía de un electrón en un átomo multielectrónico.
2. Establecer el concepto de espín del electrón y relacionarlo con el número cuántico de espín.
3. Enunciar el principio de Exclusión de Pauli y relacionarlo con el número de electrones en un orbital.

**6.8 Configuraciones electrónicas**

1. Enunciar la Regla de Hund y utilizarla en asocio 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.
3. Dibujar los diagramas de orbital para los átomos de los elementos.

**6.9 Configuraciones electrónicas y Tabla Periódica**

1. Clasificar los elementos de la Tabla Periódica en representativos, transición y lantánidos o actínidos, de acuerdo a la capa electrónica que está siendo llenada.
2. Relacionar la configuración electrónica de un elemento con su posición en la Tabla Periódica.

Ejercicios: 47 a 54, 58 a 73, 97

10  
CAPITULO 7

**PROPIEDADES PERIODICAS DE LOS ELEMENTOS**

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

**7.2 Carga Nuclear efectiva**

Explicar el concepto de carga nuclear efectiva y establecer su variación dentro de un grupo o periodo

**7.3 Tamaño de los átomos y los iones**

1. Explicar los 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 (Prob. 28)
3. Explicar la variación del tamaño de los iones en una serie isoelectrónica (Prob.33)

**7.4 Energía de Ionización**

1. Definir el concepto de energía de ionización.
2. Relacionar las energías de ionización sucesivas con la distribución de los electrones en los átomos (Tabla 7.2).
- \*3. Establecer relaciones periódicas entre las energías primeras de ionización para los elementos (Fig. 7.9). Explicar las anomalías en dichos valores (Prob. 46)
4. Escribir la configuración electrónica para iones de elementos representativos y de transición (Prob.48)

**7.5 Afinidades Electrónicas**

1. Definir el concepto de afinidad electrónica
- \*2. Establecer la variación de la afinidad electrónica para los elementos de un período y explicar dicha variación.

**7.6 Metales, No Metales y Metaloides**

1. Hacer una lista de las principales propiedades de los metales y no metales (Tabla 7.3)
2. Establecer lo que se entiende por metaloides y anotar algunas de sus propiedades.

**LECTURAS:** El inusitado desarrollo de los fármacos de litio  
El tamaño iónico marca la diferencia.

Ejercicios: 11, 12, 23 a 53, 57 a 60

## CAPITULO 8

## CONCEPTOS BASICOS DE LOS ENLACES QUIMICOS

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

**8.1 Enlaces Químicos, Símbolos de Lewis y la regla del octeto**

1. Definir el concepto de electrones de valencia y escribir los símbolos de Lewis para los átomos (Prob. 11, 12).
2. Reconocer las propiedades especiales de los gases nobles y establecer la regla del octeto.

**8.2 Enlaces iónicos**

1. Reconocer que la transferencia de electrones desde átomos de baja energía de ionización a átomos no metálicos origina la formación de iones y que el enlace iónico consiste en una atracción electrostática entre iones de carga opuesta.
2. Representar esquemáticamente la forma en que se enlazan los iones en un compuesto iónico y predecir la fórmula probable de un compuesto iónico formado entre un metal y un no metal con base en la Tabla Periódica (Prob. 13).
3. Describir el origen de la energía que lleva a la estabilización de los enlaces iónicos (energía de red). Comparar valores relativos de dichas energías. (Prob.19,21)
4. Escribir la configuración electrónica de los iones representativos y reconocer las diferentes configuraciones estables que pueden presentar estos.
5. Reconocer que la formación de cationes de los metales de transición implica siempre la pérdida de electrones externos s. (Prob. 17, 18).

**8.3 Enlace covalente**

1. Ilustrar el mecanismo de formación del enlace covalente y describir mediante fórmulas la forma en que se enlazan los átomos en un compuesto covalente.
2. Establecer el concepto de enlace múltiple y dar algunos ejemplos de moléculas donde se presente este tipo de enlaces.
3. Explicar lo que se entiende por enlace coordinado e identificar los enlaces coordinados en una especie dada.

**8.4 Polaridad de los enlaces y electronegatividad**

1. Establecer el concepto de electronegatividad y explicar su variación al recorrer un Grupo o Período. (Prob.37)
2. Predecir polaridades relativas de enlace basándose en diferencias de electronegatividad (Prob. 39, 40).
3. Explicar lo que se entiende por momento dipolar y polaridad para moléculas diatómicas (Prob.41).

#### 4. **8.5 Cómo dibujar estructuras de Lewis (Esta sección la estudia el / la estudiante en la casa)**

- \*1. Aplicar las reglas apropiadas para la escritura de estructuras de Lewis para moléculas e iones poliatómicos. (PUEDE COMPLEMENTARSE ESTE PUNTO EN EL FOLLETO " TEMAS DE QUÍMICA GENERAL". Prob. (45, 46)
- \*2. Establecer el concepto de carga formal y utilizarlo para decidir cuál estructura es más razonable cuando una especie puede presentar varias estructuras (Prob. 49).

#### **8.6 Estructuras de resonancia**

- \*1. Explicar el concepto de resonancia. Escribir las formas de resonancia para moléculas o iones poliatómicos (Prob. 52)

#### **8.7 Excepciones a la regla del octeto**

- 1\* Describir las diferentes excepciones a la regla del octeto y escribir estructuras para especies que las presenten (Prob. 61).

Ejercicios: 1 a 3, 7 a 25, 29 a 40, 45 a 49, 57 a 64
--

#### **Números de Oxidación**

Se repartirá en clase una hoja sobre este tema.

- 1. Definir número de oxidación y relacionar los estados de oxidación de los elementos con las estructuras de Lewis de los compuestos que forman.
- 2. Aplicar las reglas para asignar números de oxidación.
- 3. Conocer los estados de oxidación más comunes para los elementos representativos.

## CAPITULO 9

### 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.
-------------------	---

#### **9.2 El Modelo (RPECV)**

- 1. 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. Establecer las diferentes geometrías electrónicas, ángulos de enlaces y geometrías moleculares para moléculas o iones poliatómicos con un máximo de cuatro, pares de electrones en su nivel de valencia (Tablas 9.1 y 9.2) (Prob. 22).
- 3. Establecer los ángulos de enlace en moléculas con más de un átomo central (Prob. 25, 26).

#### **9.3 Forma molecular y Polaridad de las moléculas**

- 1. Explicar lo que se entiende por momento dipolar y moléculas polares.
- \*2. Predecir si una molécula es polar o no polar sabiendo o habiendo derivado su geometría (Prob. 35, 36).

**9.4 Enlaces covalentes y traslape de orbitales**

1. Reconocer que de acuerdo con la teoría del enlace valencia un enlace covalente consiste en un traslape de orbitales y discutir los factores responsables de la energía mínima en la formación de un enlace covalente (fig. 9.15)

**9.5 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 conociendo o habiendo derivado su estructura de Lewis (Prob. 47, 48). (No se estudiarán los orbitales híbridos involucrando orbitales d).

**9.6 Enlaces Múltiples**

- \*1. Distinguir entre enlaces sigma y pi e identificar estos cuando se da la fórmula de una especie conteniendo enlaces múltiples y dibujar estructuras mediante orbitales híbridos para estas especies (Prob. 51, 53).
2. Explicar el concepto de deslocalización en los enlaces pi (Prob. 57, 58).

Ejercicios 11 a 30, 32 a 38, 41 a 48, 53 a 58, 79, 82.
--

**Ecuaciones Químicas (Esta sección la estudia el / la estudiante en la casa)**

Este tema debe estudiarse en el folleto "TEMAS DE QUÍMICA GENERAL"

**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**

- \*1. Completar ecuaciones para reacciones de metátesis

**Reacciones de Combustión**

- \*2. Completar ecuaciones para reacciones de combustión.

14  
CAPITULO 5

TERMOQUIMICA

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

**5.1 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.

**5.2 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 literal y 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 I Ley (Prob. 24 ,25).
4. Distinguir entre procesos exotérmicos y endotérmicos.
5. Describir el significado del término “función de estado” y reconocer cuáles de las propiedades estudiadas son funciones de estado (Prob. 29, 30).

**5.3 Entalpía**

1. Definir entalpía y relacionar su cambio ( $\Delta H$ ) con el flujo calórico de las reacciones que ocurren a presión constante.
2. Establecer lo que se entiende por trabajo P-V (atmosférico)
3. Establecer la relación matemática entre el cambio de entalpía y el cambio de energía interna para un proceso (Una perspectiva más detallada) (Prob. 27, 35).

**5.4 Entalpías de reacción**

1. Escribir correctamente una ecuación termoquímica.
- \*2. Reconocer que  $\Delta H$  es directamente proporcional a la cantidad de sustancia y que el  $\Delta H$  de una reacción es igual en magnitud pero de signo opuesto al  $\Delta H$  de la reacción inversa.

**5.6 Ley de Hess**

1. De acuerdo con la Ley de Hess calcular  $\Delta H$  para una reacción a partir de los cambios de entalpía para otras reacciones (Prob.60, 61, 62).

**5.7 Entalpías de formación**

1. Describir 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 (Prob. 67, 68).
- \*3. Calcular  $\Delta H$  para una reacción a partir de entalpías estándar de formación y viceversa (Prob. 71, 72, 73)

**5.8 Alimentos (Esta sección la estudia el / la estudiante en la casa)**

1. Definir el término valor energético de un material.

**Lectura:** La química y la vida

**Ejercicios:** 2, 8, 9, 12, 23, 25 a 30, 35 a 46, 59 a 64, 79.

## CAPITULO 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 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)
3. Describir un manómetro y explicar cómo se usa.(Figura 10.3) (Prob.23)

**LECTURA:** Presión arterial (pág 398)

**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 conocen tres de ellas. (Prob.27)
2. Determinar el efecto de un cambio en las condiciones sobre una variable en particular. (Ej. cambio en T y P sobre el volumen). (Prob.33,34)

**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.65)
2. Relacionar la presión parcial de un gas con su fracción molar en una mezcla de gases.

Ejercicios: 5, 6, 11 a 16, 19 a 34, 53 a 70

## 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.

**11.2 Fuerzas intermoleculares**

1. Distinguir entre fuerzas interatómicas (enlaces químicos) y fuerzas intermoleculares.
2. Establecer lo que se entiende por interacciones ión-dipolo.
- \*3. Establecer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar su origen y los factores de los cuales depende su intensidad.
- \*4. Predecir el tipo de fuerza intermolecular que operará en una sustancia determinada.(Prob.15)
- \*5. Predecir puntos de ebullición relativos (y otras propiedades físicas) de sustancias a partir de sus fórmulas estructurales. (Prob.21)

**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. Relacionar la volatilidad, presión de vapor y temperatura
3. Comparar las presiones de vapor de diferentes líquidos y relacionar sus diferencias con la magnitud de las fuerzas intermoleculares. (Prob. 45)
4. Establecer la relación entre presión de vapor y punto de ebullición. (Prob. 47).

**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)

EJERCICIOS: 2, 13 a 26, 43 a 48, 69 a 78
--

**CAPITULO 13****PROPIEDADES DE LAS DISOLUCIONES**

<b>Objetivo General:</b> 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. Describir el proceso de disolución en términos de las fuerzas rotas y formadas al disolverse una sustancia.
2. Describir los cambios energéticos involucrados en el proceso de disolución. (Prob. 13, 14)
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 soluciones insaturadas, saturadas y sobresaturadas (Prob. 21, 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. 23, 24).
2. Predecir solubilidades relativas de líquidos en un disolvente líquido (Prob. 29).
3. Establecer la Ley de Henry y discutir el efecto de la presión sobre la solubilidad de gases en líquidos. (Prob. 32)
4. Reconocer que incremento en la temperatura favorece un proceso endotérmico. 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 lo que se entiende por: fracción de masa, fracción molar, concentración de sustancia mol / litro (molaridad) y molalidad.
2. Dados o calculados dos de los siguientes datos, calcular el tercero: fracción de masa, masa de soluto o de disolvente, masa total de disolución (Prob.37)
3. Dados o calculados dos de los siguientes datos, calcular el tercero: concentración de sustancia, volumen de disolución, moles (o gramos) de soluto.
4. Hacer conversiones de fracción de masa a concentración de sustancia y viceversa.
5. Dados o calculados dos de los siguientes datos, calcular el tercero: molalidad, masa de disolución o de disolvente, moles o gramos de soluto.
6. Calcular la fracción molar de los componentes de una disolución dado el número de moles (o gramos de soluto) o datos de los que puedan determinarse estos.
7. \*Hacer conversiones de fracción molar o molalidad a concentración de sustancia o fracción de masa y viceversa. (Prob.43)
8. Realizar cálculos involucrando dilución de disoluciones.

**LECTURAS:**        **Vitaminas solubles en grasas y agua (pág 538)**  
                          **Gases de la sangre y buceo en agua profundas (pág 540)**

### 13.5        Propiedades coligativas

1. Describir ósmosis y reconocer su papel en los procesos biológicos.
2. Explicar como puede ser medida la presión osmótica y realizar cálculos involucrando dicha presión .
3. 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 solución verdadera.
2. Clasificar los coloides de acuerdo con el 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 .

**LECTURA:**        **Anemia de pranicítica (pág 559)**

<b>EJERCICIOS:</b> 13, 15, 21 a 31, 35 a 56, 73, 74, 83,86.
---

18  
**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.

**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  $K_c$  y  $K_p$  para una reacción.
2. Reconocer que el valor de  $K$  es independiente de las concentraciones iniciales de productos y reactantes, el volumen del recipiente y la presión total y que sólo varía con la temperatura.
3. Relacionar el valor de  $K_c$  y  $K_p$  (Prob. 17,21)

**15.3 Interpretar y trabajar con las constantes de equilibrio**

1. \*Relacionar el valor de  $K_c$  o  $K_p$  de una reacción con el valor de  $K$  para la reacción inversa, para la reacción escrita con coeficientes diferentes y para la reacción neta compuesta de dos o más pasos. (Prob.23 )

**15.4 Equilibrios heterogéneos**

1. Escribir la expresión de  $K_{eq}$  para equilibrios heterogéneos. Reconocer que los sólidos y líquidos puros deben estar presentes para que se establezca un equilibrio.
2. \*Evaluar numéricamente  $K_{eq}$  a partir de las concentraciones iniciales o presión de por lo menos una sustancia (Prob. 31, 33, ).

**15.5 Cálculo de las constantes de equilibrio**

1. Predecir la dirección en que ocurrirá una reacción por comparación del cociente de la misma ( $Q$ ) con el valor de  $K$  (Prob. 37, 38)
- \*2. Determinar las concentraciones en el equilibrio para todas las especies presentes en un sistema conociendo el valor de  $K_{eq}$  y las concentraciones (o presiones) iniciales. (Prob. 41).

**15.7 El Principio de Le Chatelier**

1. Establecer el Principio de Le Chatelier para predecir la dirección en que se desplaza un equilibrio cuando: (Prob. 51, 53)
  - 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.
  - d. Se introduce un agente catalítico.

Ejercicios: 1, 2, 11 a 53

19  
CAPITULO 16

EQUILIBRIOS ÁCIDO - BASE

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

**16.1 Ácidos y Bases: un breve repaso**

1. Relacionar las propiedades ácidas y básicas de las soluciones con las concentraciones relativas de  $H_+$  y  $OH^-$ .

**16.2 Ácidos y bases de Brønsted-Lowry**

1. Definir los términos ácido y base de acuerdo con Brønsted - Lowry e identificar los ácidos y bases de Brønsted dada la ecuación para una reacción ácido-base (Prob. 15).
2. Explicar el significado de los términos ácido conjugado y base conjugada. (Prob.19, 20)
3. Explicar la fuerza relativa de ácidos y bases (Prob. 25).

**16.3 La auto disociación del agua**

1. Escribir la ecuación química para la auto disociación del agua y la expresión para  $K_w$
2. Calcular  $[H^+]$  y  $[OH^-]$  para una disolución acuosa.
3. Reconocer que en una disolución acuosa los protones se hidratan.

**16.4 La escala de pH**

1. Definir el pH e interpretar el significado de la escala de pH
2. Dada una de las magnitudes, calcular las otras:  $[H^+]$ ,  $[OH^-]$ , pH, pOH. (Prob. 39)

**16.5 Ácidos y bases fuertes**

1. Identificar los ácidos y bases fuertes más comunes. Establecer la regla del número de oxígenos libres para determinar si un ácido es fuerte o no.
2. Calcular el pH para disoluciones de ácidos y bases fuertes (Prob. 45, 47).

**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 disoluciones de ácidos débiles a partir de pH o del % de ionización de la disolución (Prob. 53).
4. Calcular el pH y el % de ionización para una disolución de un ácido débil (Prob. 55).
5. Escribir ecuaciones para la ionización de ácidos polipróticos y expresiones para la  $K_a$  de cada etapa. (NO SE ESTUDIARAN LOS CALCULOS RELACIONADOS CON ESTAS DISOLUCIONES).

**16.7 Bases débiles**

1. Escribir la expresión de la  $K_b$  para disoluciones de bases débiles. Explicar la disociación básica para las aminas y para los aniones de los ácidos débiles (Prob. 77).
2. Calcular  $K_b$  a partir del pH o del % de disociación de una disolución (Prob. 78).
3. Calcular el pH y el % de disociación para una disolución de una base débil.

**LECTURAS:** Aminas y clorhidratos de amina  
El comportamiento anfotérico de los aminoácidos

Ejercicios: 13 a 26, 29 a 34, 37 a 66, 71 a 78
--

**CAPITULO 17****ASPECTOS ADICIONALES DE LOS EQUILIBRIOS**

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

**17.1 El efecto del ion común**

1. Describir el efecto del ión común en términos del Principio de Le Chatelier (Prob.19)
- \*2. Determinar el pH de una solución de un ácido o base débil a la que se ha adicionado una sal que contiene un ión común o un ácido débil al que se le ha adicionado un ácido fuerte. (Prob.15)

**17.2 Disoluciones amortiguadoras**

1. Explicar el principio de la capacidad amortiguadora.
- \*2. Calcular el pH de una disolución amortiguadora o la cantidad de una sal que debe agregarse a una disolución de un ácido o base débil para obtener una disolución amortiguadora de pH determinado.
- \*3. 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. (Prob.27)

**LECTURA:** La sangre como disolución amortiguadora (pág 729)

Ejercicios: 13 a 30
---------------------

TERMODINAMICA QUIMICA

**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)

**19.2 Entropía y la segunda ley de la termodinámica**

1. Definir entropía y describir como ésta se relaciona con el azar o desorden.
2. 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 con su naturaleza, estado físico, presión o temperatura (Prob. 39).
3. Predecir el signo de  $\Delta S$  para procesos físicos o químicos (Prob. 41, 42).
4. Enunciar la tercer ley de la termodinámica

**19.5 Energía libre de Gibbs (sin cálculos)**

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.

**19.6 Energía libre y temperatura**

- \*1. Predecir cualitativamente la variación de  $\Delta G$  con la temperatura según los signos  $\Delta H$  y  $\Delta S$ .

**LECTURA: La entropía y la vida (pág 815)  
Cómo impulsar las reacciones no espontáneas (pág 830)**

Ejercicios: 9, 10, 13 a 16, 31 a 34, 39 a 42

## CAPITULO 20

## ELECTROQUIMICA

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

**20.1 Estados de oxidación y 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.

**20.3 Celdas voltáicas (galvánica)**

1. Describir usando un diagrama la construcción física y operación de una celda voltáica indicando: (Prob. 25)
  - 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. 23, 24).

**20.5 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.

**20.6 FEM de celda bajo condiciones no estándar**

1. \*Aplicar la ecuación de Nernst para determinar potenciales de celda bajo condiciones no estándar (Prob. 61, 62).

**LECTURA: Latidos cardiográficos y electrocardiografía (pág 868)**

Ejercicios: 11 a 16, 25 a 48, 61 a 68

23  
QUIMICA NUCLEAR

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

**21.1 Radiactividad**

1. Describir lo que se entiende por radiactividad natural.
2. Reconocer las características de las partículas que forman el núcleo atómico.
3. Establecer los símbolos, identidad y propiedades de los diferentes tipos de radiación.
4. Escribir ecuaciones nucleares para los diferentes tipos de desintegración radiactiva (Prob. 11, 12)

**21.2 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  $\geq 84$  (Prob. 17, 18)
2. Relacionar la estabilidad de un núcleo con la relación entre los números de protones y neutrones y con los números mágicos (Prob. 23)

**21.3 Transmutaciones nucleares**

1. Escribir ecuaciones nucleares balanceadas para métodos de transmutación artificial (Prob. 27, 28).

**21.9 Radiación en el ambiente y en los sistemas vivos**

1. Reconocer que los efectos de la radiación ionizante dependen de la energía y del tipo de radiación.
2. Establecer las unidades para medir la dosis de radiación. Realizar cálculos (Prob. 63,64).

**LECTURAS:      Aplicaciones médicas de los radio trazadores (pág 910)  
                    Radioterapia (pág 922)**

Ejercicios: 7 a 24, 27 a 30, 63, 64.