



QUIMICA GENERAL I (QU-0100) I CICLO DEL 2012

Coordinadora : M.Ev. Patricia Ileana Guzmán Loría

Of. 109 – E

| DISTRIBUCION DE OBJETIVOS | | | |
|---------------------------|--|----------------------|---|
| SEMANA | I BLOQUE | II BLOQUE | |
| 05 – 09 Marzo | Instruc. 1.2 a 1.4 | 1.5 (Charla) | |
| 12 – 16 Marzo | 1.6 | Nomenclatura | |
| 19 – 23 Marzo | 2.3 a 2.6 | 2.7 – 2.8 | |
| 26 – 30 Marzo | 3.1; 3.3 – 3.4 | 3.5 a 3.7 | |
| 02 – 06 Abril | SEMANA SANTA | | |
| 09 – 13 Abril | 6.5 a 6.7 | 6.8 – 6.9 | |
| 16 – 20 Abril | REPASO I PARCIAL Cáp. 1, 2, 3, 6 y nomenclatura | | |
| 23 – 27 Abril | SEMANA UNIVERSITARIA | | |
| 30 Abril– 04 Mayo | 7.2 a 7.6 | 8.1 a 8.4 | Reposición I Parcial 02 de Mayo 11 AM Aula Q113 |
| 7 – 11 Mayo | 8.5 a 8.7 | Números de oxidación | |
| 14 –18 Mayo | 9.2 a 9.4 | 9.5 – 9.6 | |
| 21 –25 Mayo | REPASO II PARCIAL Cáp 7, 8, 9 y Ns. ox. | | |
| 28 Mayo– 01 Junio | 4.1 a 4.3 | 4.4 – 4.5 | |
| 04 – 08 Junio | Ecuaciones químicas | 5.1 a 5.4 | |
| 11 – 15 Junio | 5.5 a 5.6 | 5.7 | Reposición II Parcial 6 de Junio 11 AM. Aula Q 113 |
| 18 – 22 Junio | 8.8 | 18.1 a 18.4 | |
| 25 – 29 Junio | REPASO III PARCIAL Cáp. 4, 5, 8.8 y 18. | | |
| 02 – 06 Julio | Reposición III Parcial 04 Julio, 11:00 AM Aula Q 113 | | |
| | Ampliación 12 Julio | | |

I EXAMEN PARCIAL
II EXAMEN PARCIAL
III EXAMEN PARCIAL
EXAMEN DE AMPLIACION

Sábado 21 de Abril
Sábado 26 de Mayo
Sábado 30 de Junio
Jueves 12 de Julio

8:00 a.m
8:00 a.m
8:00 a.m
8:00 a.m

CAPÍTULO 1

INTRODUCCIÓN: MATERIA Y MEDICIÓN

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. 2, 17).
2. Distinguir entre cambios físicos y cambios químicos (Prob. 18, 19).

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. 26).
6. Establecer el concepto de densidad y realizar cálculos relacionados con este concepto (Prob. 28, 29).

1.5 Incertidumbre en las mediciones

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 y la industria química.
La química en las noticias.

EJERCICIOS: 1 a 52, 54, 59, 63,73

CAPÍTULO 2 ÁTOMOS, MOLÉCULAS 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)

2.4 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).

2.5 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). Distinguir entre metales, no metales y metaloides (Prob. 39).

2.6 Moléculas y compuestos moleculares

1. Describir lo que se entiende por molécula. Conocer cuáles elementos forman moléculas poliatómicas. (O_2 , P_4 , S_8 ...)

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. 4).
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 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

EJERCICIOS: 2 a 8, 22 a 35, 37 a 72, 90 y 91

CAPÍTULO 3 ESTEQUIOMETRÍA: CÁLCULOS CON FÓRMULAS Y ECUACIONES QUÍMICAS

| | |
|--------------------------|--|
| 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 unidad de cantidad de sustancia (mol) como Número de Avogadro 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, 35 a).
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)

3.5 Fórmulas empíricas a partir del análisis

1. Determinar la fórmula empírica de un compuesto a partir de la composición porcentual. (Prob. 43, 44)
2. Determinar la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica o datos a partir de los cuales pueda determinar ésta y el peso molecular (Prob. 49, 50).

3.6 Información cuantitativa a partir de 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. Determinar cual es el reactivo limitante cuando se dan una ecuación balanceada y las cantidades de cada reactante.
Determinar cuál es el reactivo en exceso y la cantidad sobrante de este (Prob. 71, 72)
2. Determinar la cantidad máxima de un producto que puede obtenerse cuando se dan la ecuación balanceada y las cantidades de cada reactante. (Prob. 72).
3. Distinguir entre rendimiento teórico, rendimiento real y rendimiento porcentual.
4. Calcular la masa obtenida de un producto a partir de la ecuación balanceada y del % de rendimiento. (Prob. 78)
5. Calcular el rendimiento teórico de un producto con base en el reactivo limitante (Prob. 79).
6. Calcular el % de rendimiento a partir del rendimiento real y el teórico (o datos de los cuales pueda determinar el teórico) (Prob. 78).
7. Calcular la cantidad de un reactante que debe usarse para obtener una cantidad dada de producto conociendo el % de rendimiento (Prob. 100).

Lectura: El CO₂ y el efecto de invernadero

Ejercicios: 1 a 9, 11, 12 19 a 27, 28 a 50, 57 a 79, 86 a 89, 91, 94, 100

CAPÍTULO 6 ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

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, 48).

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 conocido 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. (Prob. 71, 72)

Ejercicios: 47 a 54, 59 a 73, 97, 98.

CAPÍTULO 7

PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

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

7.2 Carga Nuclear efectiva

1. Explicar el concepto de carga nuclear efectiva y establecer su variación dentro de un grupo o período.

7.3 Tamaños 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 tamaño iónico marca la diferencia.

Ejercicios: 1 a 6, 11 a 12, 23 a 53 57 a 59

CAPÍTULO 8

CONCEPTOS BÁSICOS DE LOS ENLACES QUÍMICOS

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 con base en las diferentes configuraciones estables que pueden presentar estos predecir el ion más estable que pueden formar
5. Reconocer que la formación de cationes de los metales de transición implica siempre la pérdida de los electrones externos s. (Prob. 17, 18).

8.3 Enlaces covalentes

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).

8.5 Cómo dibujar estructuras de Lewis

- *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 QUIMICA 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).
- 2. Predecir el orden de longitudes de enlace para una serie de especies químicas (Prob. 49, 50).

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 12, 15 a 25, 29 a 64, 74, 76, 88.

Números de Oxidación

(Se repartirá en clase una hoja sobre este tema).

- 1. Definir número de oxidación y relacionarlo con las estructuras de Lewis para moléculas e iones poliatómicos.
- 2. Aplicar las reglas para asignar números de oxidación. (Tema 4.4).
- 3. Conocer los estados de oxidación más comunes para los elementos representativos.

CAPÍTULO 9 GEOMETRÍA MOLECULAR Y TEORÍAS DE ENLACE

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 la capa de valencia de un átomo en una molécula con la distribución geométrica alrededor de dicho átomo.
- *2. Establecer las diferentes geometrías de dominio de electrones, ángulos de enlaces y geometrías moleculares para moléculas o iones poliatómicos con un máximo de cuatro, cinco y seis 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 a 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).

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: 1 a 4, 6 a 9 11 a 30, 32 a 58 75, 79, 82. |
|--|

CAPÍTULO 4 REACCIONES ACUOSAS

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

4.1 Propiedades generales de disoluciones acuosas

1. Clasificar soluciones acuosas en electrolitos fuertes, débiles y no electrolitos.
- *2. Establecer las fuentes de formación de iones en solución acuosa (disociación e ionización).

4.2 Reacciones de precipitación

1. Establecer las reglas de solubilidad para compuestos iónicos.
2. Predecir si se formará un precipitado al mezclar soluciones acuosas de electrolitos (Prob. 8,22).
3. Escribir ecuaciones iónicas netas para reacciones de precipitación (Prob. 23).

4.3 Reacciones ácido-base

1. Clasificar los ácidos y bases en fuertes o débiles.
2. Escribir ecuaciones iónicas netas para reacciones ácido-base (Prob. 39)

4.4 Reacciones de oxidación - reducción

1. Describir los procesos de oxidación y reducción en términos de ganancia y pérdida de electrones (Prob. 51).
2. Escribir ecuaciones iónicas netas para reacciones de oxidación – reducción (desplazamiento).

4.5 Concentración de soluciones

1. Calcular la molaridad de una solución a partir de la masa de soluto y el volumen de solución (Prob. 62).
2. Realizar cálculos de interconversión de molaridad, moles y volumen. (Prob. 63).
3. Realizar cálculos involucrando dilución de soluciones (Prob. 74)

Lectura: Antiácidos

Ejercicios: 1 a 8 12 a 28, 33 a 56, 59 a 74, 97

ECUACIONES QUÍMICAS

Este tema debe estudiarse en el folleto “TEMAS DE QUIMICA 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) a) | Dos elementos | Dos compuestos | 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.

CAPÍTULO 5 TERMOQUÍMICA

| |
|---|
| 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 I 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 con (ΔH) 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 ΔH es directamente proporcional a la cantidad de sustancia y que el ΔH de una reacción es igual en magnitud pero de signo opuesto al ΔH de la reacción inversa.

5.5 Calorimetría

1. Reconocer los términos: capacidad calorífica y calor específico. (Prob. 47).
2. Describir la manera como se utiliza un calorímetro en la determinación de los calores de reacción a volumen constante y a presión constante.
- *3. Calcular el cuarto dato cuando se conocen tres de los siguientes: a) Flujo calórico; b) Cantidad de sustancia (en gramos o moles); c) Cambio de temperatura o temperatura inicial o final y d) Calor específico de una sustancia o capacidad calorífica del calorímetro. (Prob. 49, 50, 51).

5.6 Ley de Hess

1. De acuerdo a la Ley de Hess calcular ΔH 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 ΔH para una reacción a partir de entalpías estándar de formación y viceversa (Prob. 71, 72, 73).

8.8 Fuerza de los enlaces covalentes

1. Definir energía de enlace y relacionarla con la fuerza de un enlace químico.
2. Calcular ΔH para una reacción utilizando energías de enlace (8.65 a 8.68)

| |
|---|
| <p>Ejercicios: Cap. 5 : 2 a 7, 19, 20, 23 a 26, 29 y 30 a 78, 95 y 96 Cap. 8 : 65 a 68</p> |
|---|

CAPÍTULO 18 QUÍMICA AMBIENTAL

| |
|--|
| <p>Objetivo General: Familiarizarse con los principales procesos de contaminación atmosférica</p> |
|--|

18.1 La atmósfera terrestre

1. Definir las diferentes regiones de la atmósfera.

18.2 Las regiones exteriores de la atmósfera

1. Explicar los diferentes tipos de reacciones químicas que se dan en la estratosfera
 - 1.1 Describir el fenómeno de fotodisociación.
 - 1.2 Ilustrar el fenómeno de fotoionización.

18.3 El ozono de la atmósfera superior

1. Explicar el proceso de formación del ozono.
2. Describir como los clorofluorocarbonos (CFC) consumen la capa de ozono.

18.4 Química de la troposfera

1. Explicar el efecto contaminante de diversos agentes químicos en la troposfera.
 - 1.1 Compuestos de azufre y lluvia ácida.
 - 1.1.a Describir el fenómeno de la lluvia ácida
 - 1.2 Monóxido de carbono
 - 1.2.a Explicar el envenenamiento por CO
 - 1.3 Óxidos de nitrógeno y smog fotoquímico
 - 1.3.a Establecer los componentes del smog fotoquímico.
 - 1.3.b Describir el proceso de formación del smog fotoquímico

c: programas/objetivos/OB100109.doc