

**Guía de estudio
QUÍMICA I
Clave de la asignatura 1207**

**Coordinación: Yolanda Flores Jasso
Leticia Oralia Cinta Madrid
Rosa Ma. Martínez Hernández**



**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
ESCUELA NACIONAL PREPARATORIA
México, 2003**

ESCUELA NACIONAL PREPARATORIA

Director General: Arq. Héctor E. Herrera León y Velez

Secretario Académico: Lic. Antonio Meza

Primera edición: 2003

© D. R. Universidad Nacional Autónoma de México

Escuela Nacional Preparatoria

Dirección General

Adolfo Prieto 722, Col. del Valle

C.P. 03100. México, D.f.

Hecho e impreso en México

INTRODUCCIÓN

La Escuela Nacional Preparatoria entre los programas que tiene para apoyar la acreditación de las asignaturas, está la elaboración de las guías de estudio para auxiliarte en la preparación de los exámenes extraordinarios, en este caso pertenece a la asignatura de Química 1 correspondiente al segundo año de Iniciación Universitaria.

En la guía de estudio se presentan los propósitos del curso, así como de las tres unidades que lo conforman. En cada una de las unidades encontrarás pequeñas cápsulas informativas y ejemplos; al terminar cada tema, ejercicios de autoevaluación para que midas tu avance de aprendizaje. Al final encontrarás la resolución de las autoevaluaciones, para que verifiques tus respuestas, se honesto y consúltalas después haber resuelto los ejercicios.

Para tener éxito aprobando tú examen, es necesario que lo prepares con tiempo, realices otros ejercicios y acudas a las asesorías para aclarar tus dudas, por ningún motivo pienses que la guía sustituye a los libros, aquí sólo se encuentra una síntesis de lo más relevante de los temas, por lo que deberás profundizar consultando la bibliografía sugerida.

¡No te desanimes, lo puedes lograr!

PROPÓSITOS DEL PROGRAMA

Que el estudiante:

- ❖ Reconozca el importante papel que juega la química en su vida, así como en el desarrollo de su país y en la conservación de la vida del planeta.
- ❖ A través de sus conocimientos químicos tome decisiones razonadas sobre asuntos que se relacionen con su salud, alimentación, vestimenta, habitación, transporte, y en general con la ciencia y la tecnología.
- ❖ Tome conciencia tanto del potencial como de las limitaciones de la ciencia y la tecnología. Reconozca el importante papel de la química en la prevención y eliminación de procesos contaminantes.
- ❖ Al analizar los procesos químicos cotidianos sienta curiosidad y adquiera actitudes positivas hacia la tecnología y la ciencia en general.
- ❖ Participe en el proceso de construcción del conocimiento y pueda referir la explicación del comportamiento de la materia a modelos teóricos sobre la estructura de la misma.
- ❖ Desarrolle la habilidad de expresar su pensamiento en forma oral y escrita y las habilidades que le permitan manejar en forma adecuada tanto sustancias químicas como material y equipo de laboratorio.
- ❖ Desarrolle habilidades de realizar investigaciones sobre problemas de la química empleando los criterios del método científico.
- ❖ Sea capaz de identificar a la química y su relación con el contexto económico-social.

UNIDAD I LA QUÍMICA Y TÚ

PROPÓSITOS

Que el alumno:

- ❖ Se interese por el estudio de esta ciencia y adquiera gusto y curiosidad por ella.
- ❖ Reconozca que la química es una ciencia fundamentalmente experimental que abarca el estudio de la materia, la energía y sus cambios.
- ❖ Se de cuenta que nos encontramos rodeados de productos químicos naturales y hechos por el hombre, y que el cuerpo humano es una fábrica química compleja en la que ocurren miles de reacciones en todo momento.
- ❖ Reconozca que gracias a la ciencia el hombre ha podido conocer y transformar la naturaleza en su propio beneficio.
- ❖ Se inicie en las actividades de medición (masa y volumen) y desarrolle habilidades para realizarlas correctamente, ya que son básicas en el proceso de experimentación.

CONTENIDO TEMÁTICO

1.1 IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA

La química es una ciencia experimental que estudia las propiedades de la materia, sus cambios y transformaciones así como su relación con la energía.

La química es importante para el hombre porque a lo largo de su desarrollo y evolución le ha proporcionado herramientas, alimentos y artículos que le facilitan su vida cotidiana. Además esta presente en los fenómenos y cambios que ocurren en nuestro entorno.

QUÍMICA EN LOS SERES VIVOS

El cuerpo humano contiene sustancias como proteínas, vitaminas, hormonas, etc., que son materia orgánica y están formados principalmente por carbono (C), hidrógeno (H), oxígeno (O), nitrógeno (N) y por otros elementos en menor cantidad como: calcio, fósforo, hierro; todos ellos son elementos químicos.

QUÍMICA EN EL HOGAR

En el hogar se usa una cantidad muy grande de productos químicos y se realizan muchos cambios químicos.

Entre los productos que empleas están los desinfectantes, los cosméticos, los medicamentos, alimentos procesados; los de limpieza como jabones, detergentes, ceras, quitamanchas, etc.

En cuanto a los cambios químicos en la vida cotidiana tenemos: la combustión, la fermentación, las mezclas efervescentes y la descomposición de los alimentos.

QUÍMICA EN LOS ALIMENTOS

Una de las funciones del ser humano es alimentarse para obtener energía para moverse, para mantener la temperatura del cuerpo, para pensar, para formar nuevas células, sangre y tejidos entre otros.

Las sustancias químicas que constituyen nuestra alimentación son: proteínas, grasas, vitaminas, minerales y carbohidratos, y puedes obtenerlas si consumes frutas, verduras, carne, pescado, cereales, leche y huevo.

La energía es proporcionada por los carbohidratos y las grasas. Es mejor consumir carbohidratos por que se degradan primero que las grasas.

Las proteínas forman parte de estructuras como la piel, cartílagos, uñas, huesos y músculos.

Las vitaminas y minerales los consumimos en menor proporción y cada uno de ellos desempeña funciones muy específicas e importantes para el organismo.

Un alimento suele ser más rico en alguna de estas sustancias, por eso nuestra alimentación debe ser variada para que podamos ingerir las cantidades que requiere nuestro cuerpo diariamente.

EJEMPLO:

1. La leche, la carne, el huevo y el pescado son alimentos ricos en proteínas.

QUÍMICA EN LA SALUD

Cuando estás enfermo necesitas tomar algún medicamento, a la industria dedicada a producirlos se le llama Quimicofarmacéutica, la cual ha ayudado a mejorar las condiciones higiénicas del medio, y a determinar las medidas adecuadas para prevenir y curar diversas enfermedades como el sarampión, la polio, la tosferina, la varicela, el cólera, etc.

Los químicos a lo largo de la historia han logrado sintetizar y aislar muchos de los componentes activos que tienen los medicamentos para combatir las enfermedades.

PRODUCTOS NATURALES Y SINTÉTICOS

Los productos naturales provienen de la naturaleza y se formaron sin la intervención del hombre. Son aprovechados para satisfacer las necesidades de las sociedades y constituyen la riqueza o potencialidad productiva de una región o país.

Existen recursos naturales renovables y no renovables, estos últimos son los más importantes económicamente razón por la cual deben de ser aprovechados racionalmente y procurando su preservación.

Los materiales sintéticos son los fabricados por el hombre a partir de una transformación química que se llama síntesis.

Estos materiales son una muestra de los adelantos en el campo de la química y en la actualidad ha dado lugar a una amplia gama de industrias como: la farmacéutica, petroquímica, alimenticia, plásticos, textil, etc.

EJEMPLO:

1. Son productos naturales: el petróleo, la madera, los minerales, etc.

FUENTES DE ENERGÍA

Son recursos o fenómenos naturales de los que se obtiene energía.

En la antigüedad no se conocía el término energía, sin embargo el agua y el viento ya eran utilizados como fuentes de energía.

Los alimentos también son fuentes de energía que el hombre y los animales consumen para obtenerla y para realizar todas sus actividades.

EJEMPLO:

1. El gas y el petróleo son ejemplos de fuentes de energía.

AUTOEVALUACIÓN

1. () De los siguientes productos indica cuál es un producto sintético
 - a) Seda
 - b) Azúcar
 - c) Poliéster
 - d) Petróleo
 - e) Algodón

2. () Escoge el producto que es natural.
 - a) Lana
 - b) Dacrón
 - c) Nylon
 - d) Licra
 - e) Poliéster

3. () Son elementos que se encuentran en el cuerpo humano.

1. Carbón	a) 1, 2
2. Bromo	b) 1, 5
3. Aluminio	c) 2, 3
4. Berilio	d) 4, 6
5. Nitrógeno	e) 3, 6
6. Neón	

4. () Moléculas que constituyen los tejidos
 - a) Vitaminas
 - b) Lípidos
 - c) Proteínas
 - d) Carbohidratos
 - e) Minerales

5. () Moléculas que se encuentran en menor proporción en el cuerpo humano
- a) Grasas
 - b) Lípidos
 - c) Proteínas
 - d) Carbohidratos
 - e) Minerales

1.2 LA QUÍMICA DE CADA DÍA

Fenómeno es un conjunto de cambios que experimenta la materia provocados por la energía.

Los fenómenos que ocurren a nuestro alrededor se pueden clasificar en físicos y químicos.

Fenómenos físicos son aquellos cambios en los que las sustancias no se transforman en otras ya que no se altera su estructura interna.

Fenómenos químicos son aquellos cambios en los que las sustancias se transforman en otras diferentes debido a que se altera su estructura interna.

EJEMPLO:

1. Son fenómenos químicos: la oxidación y la descomposición de los alimentos.

COMBUSTIÓN

La combustión es un fenómeno químico que consiste en la combinación de las sustancias con el oxígeno produciendo dióxido de carbono, vapor de agua, energía calorífica y luminosa.

Para que la combustión se realice es necesaria la presencia de un combustible (sustancia que se quema), comburente (oxígeno) y energía.

EJEMPLO:

1. El carbón, el papel y la gasolina son combustibles.

EFERVESCENCIA

Es un desprendimiento rápido de burbujas de un líquido como consecuencia de una reacción química.

En general los carbonatos y bicarbonatos cuando reaccionan con un ácido desprenden dióxido de carbono (CO₂).

EJEMPLO:

1. Al disolver un alka setlzer en agua se observa efervescencia.

FERMENTACIÓN

En este proceso sustancias complejas (azúcares, almidones, etc.) se descomponen por la acción de un fermento (levaduras, bacterias y mohos), generando energía, dióxido de carbono y otras sustancias más sencillas como alcohol, ácido láctico y ácido acético.

Existen diferentes tipos de fermentaciones como la alcohólica, la acética y la láctica.

En la fermentación alcohólica los microorganismos degradan azúcares sencillos (glucosa, fructosa, manosa, etc.) en alcohol etílico y dióxido de carbono.

Hoy en día en el mercado hay una gran diversidad de productos obtenidos por fermentación.

EJEMPLO:

1. Por fermentación alcohólica se elaboran vinos de mesa, cerveza, ron y vodka.

DESCOMPOSICIÓN DE LOS ALIMENTOS

Consiste en la degradación de la materia orgánica a productos diversos, que además de conferirles aspecto, olor y sabor desagradable, causan trastornos a la salud e inclusive la muerte. Esta degradación la llevan a cabo diferentes microorganismos que actúan directamente sobre los carbohidratos, las grasas y las proteínas de los alimentos.

EJEMPLO:

1. Cuando observes que un alimento huele mal y esta viscoso, no lo consumas porque ya empezó su descomposición.

AUTOEVALUACIÓN

1. () EJEMPLO de un cambio químico es:
 - a) doblar papel
 - b) cernir harina
 - c) hervir agua
 - d) fotosíntesis
 - e) moler carne

2. () EJEMPLO de un cambio físico es:
 - a) doblar papel
 - b) fotosíntesis
 - c) quemar papel
 - d) oxidación de los metales
 - e) descomposición de los alimentos

3. () ¿Cuáles son las sustancias producto de una combustión?
 - a) CO_3 , H_2O
 - b) SO_2 , H_2O
 - c) CO_2 , H_2O
 - d) NO_2 , H_2O
 - e) CO , H_2O

4. () EJEMPLO de un producto que se obtiene por fermentación es:
- a) leche
 - b) vinagre
 - c) acetona
 - d) refresco
 - e) agua de limón
5. () ¿Qué gas se desprende en una mezcla efervescente que contiene carbonatos?
- a) CO₂
 - b) SO₂
 - c) H₂O
 - d) CO
 - e) NO₂

1.3 MEDICIONES DE LA MATERIA

Materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. Una porción de materia se denomina cuerpo.

En nuestra vida diaria necesitamos realizar mediciones de algunas de las propiedades de los cuerpos como masa, peso, volumen y densidad.

Medir es comparar el cuerpo con un patrón de medida. En el año de 1971 se estableció el Sistema Internacional de Unidades (SI) que determinó los patrones y unidades de medida para diferentes propiedades de la materia.

MASA

La masa es la cantidad de materia que tiene un cuerpo. Su valor cuantitativo se determina por medio de la balanza. La unidad de masa en el SI es el kilogramo (Kg).

EJEMPLO:

1. La masa de un cuerpo es de 1 Kg.

PESO

El peso es la fuerza de atracción gravitacional que se ejerce sobre una cantidad de masa; es decir:

$$\text{Peso} = \text{masa} \times \text{gravedad}$$

Su valor cuantitativo se determina por medio de un instrumento llamado dinamómetro. La unidad del peso en el SI es el Newton (N). De forma incorrecta es frecuente emplear el término peso como sinónimo de masa.

VOLUMEN

Volumen es el espacio que ocupa un cuerpo. En el laboratorio o en el hogar frecuentemente estamos midiendo el volumen. El volumen de los cuerpos normalmente se expresan en metro cúbico (m^3)

Para los cuerpos sólidos existen varios métodos para conocer su volumen; si tienen forma regular se aplican las fórmulas geométricas correspondientes; si son de forma irregular se utiliza el método del desplazamiento de agua.

Para los cuerpos líquidos en el laboratorio se utilizan los recipientes volumétricos o aforados como: la pipeta, la probeta, la bureta, etc.

EJEMPLO:

1. El volumen de un cubo de 5 cm de lado es

$$v = L^3 = 5\text{cm} \times 5\text{cm} \times 5\text{cm} = 125 \text{ cm}^3$$

DENSIDAD

La densidad es una magnitud física de la materia que relaciona la masa y el volumen de una sustancia, se expresa con la siguiente ecuación:

$$\text{Densidad} = \text{masa} / \text{volumen}$$

La densidad se expresa en las siguientes unidades: g / cm^3 y g/mL

En el laboratorio el instrumento que mide la densidad se llaman densímetro.

EJEMPLO:

1. ¿Cuál es la densidad de 79g de alcohol si ocupan un volumen de 100 cm^3 ?

$$D = m / v = 79 \text{ g} / 100 \text{ cm}^3 = 0.79 \text{ g} / \text{cm}^3$$

AUTOEVALUACIÓN

- () El volumen de un prisma rectangular que tiene $b = 4\text{cm}$, $a = 2\text{cm}$ y $h = 15 \text{ cm}$ es de:
 - 12.0 cm^3
 - 120 cm^3
 - 120 cm^2
 - 1.20 cm^3
 - 12.0 cm^2
- () Un recipiente volumétrico es:
 - balanza
 - pipeta
 - gradilla
 - espátula
 - agitador

3. () Instrumento que se utiliza para medir masa.
- Potenciómetro
 - Balanza
 - Termómetro
 - Dinamómetro
 - Barómetro
4. () Instrumento que se utiliza para medir peso.
- Potenciómetro
 - Balanza
 - Termómetro
 - Dinamómetro
 - Barómetro
5. () Si el volumen de una esfera de aluminio es de 20 cm^3 y la densidad del aluminio es de 2.7 g / cm^3 ¿Cuál es su masa?
- 54 g
 - 7.4g
 - 0.135g
 - 22.7g
 - 17.3g

UNIDAD II. MANIFESTACIONES DE LA MATERIA

PROPÓSITOS

Que el alumno:

- ❖ Identifique las características de los sólidos, líquidos y gases, así como las condiciones necesarias para realizar cambios de estado y se familiarice con los términos que indican dichos cambios.
- ❖ Indique las características y discrimine entre sustancias puras y mezclas; entre mezclas homogéneas y heterogéneas; entre disoluciones, coloides y suspensiones. Sea capaz de preparar disoluciones de distintas concentraciones en por ciento.
- ❖ Sea capaz de utilizar los métodos de separación adecuados para separar los componentes de una mezcla.
- ❖ Maneje el concepto químico de pureza, discrimine entre elementos y compuestos y reconozca los símbolos de los elementos.

CONTENIDO TEMÁTICO

2.1 ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

La materia esta constituida por infinidad de partículas llamadas átomos. De acuerdo con el arreglo o distribución de estas la materia en el universo adopta diversas presentaciones: sólida, líquida y gaseosa, las cuales reciben el nombre de estados de agregación de la materia o estados físicos.

ESTADO SÓLIDO

Todos los sólidos tienen forma y volumen propio, en ellos las fuerzas de cohesión predominan sobre las de repulsión, las moléculas se encuentran muy cercanas unas de otras y tienen movimiento vibratorio.

ESTADO LÍQUIDO

Tienen volumen propio y adquieren la forma del recipiente que los contiene, las fuerzas de cohesión y de repulsión están equilibradas, los espacios intermoleculares son mayores que en los sólidos., las moléculas tienen más movimiento y están más separadas y desordenadas que en los sólidos.

ESTADO GASEOSO

Los gases no tienen forma ni volumen propios, en ellos predominan las fuerzas de repulsión sobre las de cohesión, los espacios intermoleculares son muy grandes, las moléculas tienen más movimiento y están más separadas y desordenadas que en los líquidos.

TRANSFORMACIONES DE FASE

Los cambios de estado de agregación de la materia son el paso de un estado de agregación a otro debido a la pérdida o ganancia de energía.

En la siguiente tabla se resumen los cambios de estado:

Nombre del cambio de fase	Cambio de fase
Fusión	Sólido a líquido
Evaporación	Líquido a gas
Condensación o licuefacción	Gas a líquido
Solidificación	Líquido a sólido
Sublimación	Sólido a gas
Deposición o Sublimación inversa	Gas a sólido

EJEMPLO:

1. Cuando derrites mantequilla para hacer hot cakes observas la fusión.

AUTOEVALUACIÓN

1. () Las gotas pequeñas que se observan por fuera de un vaso de refresco frío son
EJEMPLO de:
 - a) fusión
 - b) solidificación
 - c) evaporación
 - d) condensación
 - e) sublimación

2. () Estado de la materia en el que predomina la fuerza de repulsión
 - a) sólido
 - b) acuoso
 - c) líquido
 - d) gaseoso
 - e) gel

3. () Condensación es el paso del estado gaseoso a estado:
 - a) sólido
 - b) acuoso
 - c) líquido
 - d) gaseoso
 - e) gel

4. () Cambio de estado de agregación que requiere aumentar la temperatura:
 - a) evaporación
 - b) solidificación
 - c) condensación
 - d) concentración
 - e) decantación

5. () En las pastillas desodorantes para el baño el cambio de fase que se observa es:
 - a) concentración
 - b) solidificación
 - c) evaporación
 - d) condensación
 - e) sublimación

2.2 MEZCLAS HOMOGÉNEAS Y HETEROGÉNEAS

La materia se clasifica en 2 grupos: Sustancias puras y mezclas.

MEZCLA

Es la unión física de dos o más sustancias en proporciones variables y que pueden separarse por métodos físicos.

Las mezclas pueden ser de dos tipos: homogéneas y heterogéneas.

MEZCLA HETEROGÉNEA

Es aquella en la cual podemos distinguir a simple vista o con la ayuda de un instrumento los componentes que la forman.

EJEMPLO:

1. Son mezclas heterogéneas: la ensalada de frutas, el granito, etc.

MEZCLA HOMOGÉNEA

Es aquella mezcla donde no se pueden distinguir sus componentes.

EJEMPLO:

1. El agua potable y el aire puro son mezclas homogéneas.

SEPARACIÓN DE MEZCLAS

Con el propósito de obtener sustancias puras para identificar sus propiedades físicas y químicas una de las actividades importantes en el laboratorio consiste en separar los componentes de una mezcla por métodos físicos.

A continuación te presentamos a algunos de ellos:

1. *Filtración*: se utiliza cuando se tiene un sólido suspendido en un líquido y se emplea un material poroso para retener al componente sólido.
2. *Decantación*: se utiliza para un sólido suspendido en un líquido y consiste en dejar reposar la mezcla para sedimentar uno de los componentes para después separar. También se realiza decantación para dos líquidos que no se mezclan.
3. *Evaporación*: se utiliza para sólidos disueltos en líquidos y consiste en calentar la mezcla para evaporar uno de los componentes.
4. *Sublimación*: cuando se tienen 2 sólidos y uno de ellos es sublimable.
5. *Destilación*: para mezclas de 2 o más líquidos o sólidos disueltos y se basa en los diferentes puntos de ebullición de los componentes.
6. *Extracción*
7. *Cristalización*
8. *Cromatografía*

EJEMPLO:

1. Para obtener sal del agua salada se realiza una evaporación.

AUTOEVALUACIÓN

1. () De los siguientes ejemplos una mezcla es:
 - a) aire
 - b) azúcar
 - c) sal
 - d) agua
 - e) cobre

2. () Una mezcla de agua y tierra se puede separar por el método de:
 - a) sublimación
 - b) extracción
 - c) fusión
 - d) cromatografía
 - e) filtración

3. () Para recuperar el agua de un refresco el método que necesitas emplear es:
 - a) sublimación
 - b) destilación
 - c) fusión
 - d) cromatografía
 - e) filtración

4. () De los siguientes ejemplos una mezcla homogénea es:
 - a) madera
 - b) petróleo
 - c) sal
 - d) granito
 - e) cobre

5. () De los siguientes ejemplos una mezcla heterogénea es:
 - a) madera
 - b) petróleo
 - c) aire
 - d) agua
 - e) plata

2.3 DISOLUCIONES, COLOIDES Y SUSPENSIONES

DISOLUCIONES

Las disoluciones son mezclas homogéneas. Están formados por 2 o más componentes. Por EJEMPLO el agua potable, aire puro, etc.

En una disolución a la sustancia que se encuentra en mayor proporción, se le llama fase dispersora (disolvente), y la que está en menor proporción, fase dispersa (solute).

Todas las disoluciones poseen las siguientes propiedades:

- a) Las partículas de soluto tienen un tamaño de 0.0000001 cm.
- b) Tienen composición variable.
- c) Los componentes se pueden separar.
- d) Las disoluciones líquidas son transparentes, incoloras o coloridas.
- e) Las disoluciones no se asientan o separan con el transcurso del tiempo.

EJEMPLO:

1. El agua potable y el aire puro son disoluciones.

CONCENTRACIÓN

Como todas las disoluciones constan de 2 partes: soluto y disolvente, la relación cuantitativa entre ellas se le denomina concentración.

La concentración de una disolución puede determinarse de 2 formas; una aproximada (criterio empírico) y la otra con exactitud (criterio cuantitativo).

Criterio empírico. Se tiene una aproximación de la cantidad de soluto y disolvente que hay en la disolución y pueden ser diluidas, concentradas, saturadas o sobresaturadas.

Criterio cuantitativo. Se conoce con exactitud la cantidad de soluto y disolvente que están presentes. Se puede indicar de diferentes maneras: porcentuales (%), molares (M), normales (N), molales (m), partes por millón (ppm).

CONCENTRACIÓN PORCENTUAL

Es un término que se interpreta como la cantidad de soluto que hay en 100 partes de disolución.

Existen 3 tipos de concentración porcentual:

- Por ciento masa / masa (% m / m)
- por ciento masa / volumen (% m / v)
- Por ciento volumen / volumen (% v / v)

EJEMPLO:

1. ¿Cuál es la concentración porcentual de una disolución que tiene 15 mL de etanol en 300 mL de disolución?

$$\% \text{ v/v} = (\text{cantidad de soluto} / \text{cantidad de disolvente}) \times 100$$

$$X = (15 \text{ mL} / 300 \text{ mL}) \times 100 = 5 \text{ mL de etanol por cada 100 mL}$$

Entonces la concentración es 5 % v / v

FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

Los factores que afectan la solubilidad de un soluto en una disolución son:

- La naturaleza del soluto y disolvente
- Temperatura
- Presión.
- Superficie de contacto del soluto
- Agitación

EJEMPLO:

1. El azúcar se disuelve más rápido si lo agitas.

COLOIDES

Son mezclas que están formadas por varias sustancias que no se separan cuando están en reposo.

Los coloides presentan las siguientes propiedades:

- a) La fase dispersa tiene un tamaño de partícula entre 0.001 y 0.0000001 cm.
- b) Las partículas coloidales dispersas coagulan, flocculan o precipitan, por la adición de electrolitos.
- c) Presentan efecto Tyndall es decir dispersan la luz en todas direcciones.
- d) Presentan movimiento Browniano.

EJEMPLO:

1. La gelatina y la neblina son ejemplos de coloides.

SUSPENSIONES

Una suspensión es una mezcla heterogénea cuyas partículas son de mayor tamaño que en las disoluciones y los coloides, sedimentan y para que se mantengan en suspensión es necesario agitarlas.

Las propiedades que presentan las suspensiones son:

- a) Tamaño de partícula mayor a 0.001 cm.
- b) Sedimentan o se separan con el transcurso del tiempo

EJEMPLO:

1. Los medicamentos que se utilizan para los trastornos estomacales como el Melox son suspensiones.

AUTOEVALUACIÓN

1. () Es un EJEMPLO de coloide:
 - a) vinagre
 - b) agua mineral
 - c) leche
 - d) amalgama
 - e) refresco

2. () La concentración porcentual de una disolución que se preparo con 2.5g de cloruro de sodio en 50 mL de agua es:
 - a) 2.5 %
 - b) 5%
 - c) 25%
 - d) 10%
 - e) 0.5%

3. () ¿Qué cantidad de alcohol se necesita para prepara 500 mL de una disolución, si se requiere una concentración del 10% v/ v ?
 - a) 10 mL
 - b) 50 mL
 - c) 500 mL
 - d) 100 mL
 - e) 15mL

4. () Es un EJEMPLO de disolución:
 - a) cloro
 - b) agua
 - c) suero
 - d) pintura
 - e) melox

5. () Una disolución en la cual ya no se disuelve más soluto se dice que esta:
 - a) diluida
 - b) concentrada
 - c) saturada
 - d) no saturada
 - e) superconcentrada

2.4 SUSTANCIAS PURAS

Es aquella en la cual todas sus partes son iguales, es decir, tienen la misma composición y las mismas propiedades físicas y químicas.

Una sustancia pura está formada 100% por una sola sustancia.

Las sustancias puras son los elementos y compuestos.

ELEMENTOS

Están formados por la unión de átomos iguales, que no pueden separarse ni por métodos físicos ni químicos.

Cada elemento recibe un nombre particular, en química se utiliza un lenguaje basado en símbolos para representarlos.

Los símbolos de los elementos químicos fueron propuestos por Berzelius en 1828 y son abreviaturas de los nombres, formados por una o dos letras. En la tabla periódica se proporcionan los símbolos de todos los elementos conocidos hasta ahora.

EJEMPLO:

1. Son elementos: Oxígeno (O_2), Hidrógeno (H_2), Oro (Au), Plata (Ag), Potasio (K), etc.

COMPUESTO

Son sustancias que están formadas por la unión química de dos o más átomos diferentes que se pueden separar por métodos químicos.

Presentan las siguientes características:

- Se descomponen en los elementos que los forman por métodos químicos.
- Se forman en proporciones definidas
- Los elementos que los forman tienen propiedades diferentes a los compuestos
- Se representan por medio de fórmulas.

AUTOEVALUACIÓN

- () El símbolo de la plata es
 - Ag
 - Pt
 - Pd
 - As
 - Pb

- () ¿Cuál de las siguientes sustancias representa un elemento?
 - HI
 - NaCl
 - CO
 - HF
 - Ag

3. () Ejemplo de compuesto
- Co
 - CO
 - H₂
 - S
 - N₂
4. () Químico que propuso la nomenclatura de los elementos con base en el alfabeto:
- Dalton
 - Lavoisier
 - Thomson
 - Berzelius
 - Avogadro
5. () Es una característica de compuesto:
- su composición es variable
 - es heterogéneo
 - su composición es fija
 - sus átomos son iguales
 - se separa por métodos físicos

UNIDAD III. NATURALEZA DISCONTINUA DE LA MATERIA

PROPÓSITOS

Que el estudiante:

- ❖ Desarrolle el concepto de átomo y de molécula.
- ❖ Enuncie y ejemplifique las leyes ponderales. Relacione las leyes ponderales con la teoría atómica de Dalton. Identifique la relación que existe entre la realidad y un modelo científico.
- ❖ Enuncie y ejemplifique la ley de los volúmenes de combinación y la hipótesis de Avogadro. Describa la aportación de Cannizzaro a la determinación de los pesos atómicos. Maneje la nomenclatura básica. Determine masas moleculares o fórmula. Maneje el concepto de mol.
- ❖ Determine a partir de la información de la tabla periódica: número atómico, número de masa, masa atómica, número de protones, de neutrones, de electrones, número de electrones de valencia, grupo, periodo, electronegatividad, carácter metálico o no metálico.
- ❖ Describa e interprete el experimento a partir del cual se concibió el núcleo atómico.
- ❖ Enuncie las características del modelo atómico propuesto por Bohr.
- ❖ Describa las características de los metales y no metales.
- ❖ Describa la relación que existe entre los electrones de valencia y los distintos tipos de enlace mediante los que se unen los átomos. Describa las características de los diferentes enlaces y ejemplifíquelos.
- ❖ Describa la información contenida en una reacción química. Balancee por tanteo las reacciones de síntesis.

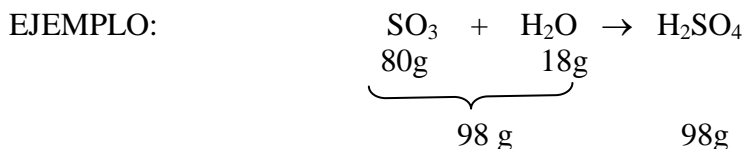
CONTENIDO TEMÁTICO

3.1 LOS ÁTOMOS Y LAS MOLÉCULAS

LEYES PONDERALES

La idea de que la materia es discontinua no fue considerada hasta el establecimiento del concepto de átomo y molécula, Leucipo y Demócrito (filósofos griegos) fueron los primeros en creer que la materia estaba formada de pequeñas estructuras indivisibles llamadas átomos; en la época del Renacimiento con la introducción de la observación y la experimentación en la explicación de los fenómenos naturales fue posible demostrar su existencia, siendo las leyes ponderales las primeras evidencias.

Ley de la conservación de la masa o de Lavoisier: propuesta en 1783 por *Antoine Lavoisier*, quién estableció que “la materia no se crea ni se destruye solo se transforma”, es decir, en cualquier reacción química la masa de las sustancias que reaccionan es igual a la masa de las sustancias obtenidas.

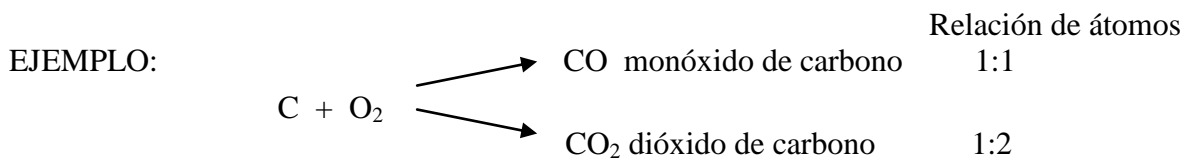


Ley de las proporciones definidas o de Proust : propuesta en 1801 por Joseph Louis Proust estableció “al combinarse dos o más elementos para formar un compuesto lo hacen siempre en una relación de masas definida”, es decir, los compuestos siempre se forman en una misma proporción de elementos sin importar las condiciones en que se efectúe la reacción.

EJEMPLO:

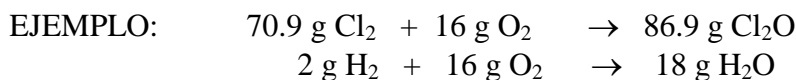
La composición química del agua siempre será H₂O sin importar si es agua de río, lluvia o mar.

Ley de las proporciones múltiples o de Dalton: en 1803 Dalton estableció “cuando dos elementos reaccionan para formar varios compuestos y la masa de uno de ellos permanece constante, las masas del otro elemento en los diferentes compuestos formados tendrán una relación de números enteros pequeños”.

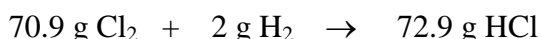


En ambos compuestos la cantidad de carbono es la misma (constante o fija) y la que varía es la de oxígeno.

Ley de las proporciones equivalentes o de Richter: Benjamín Richter encontró que “si diferentes pesos de dos sustancias distintas reaccionan con el mismo peso de una tercera, los pesos de las dos sustancias o sus múltiplos, reaccionarán de ser posible entre sí”.



Dos elementos distintos (cloro e hidrógeno) reaccionan con la misma cantidad del mismo elemento (oxígeno), por lo tanto, podrá reaccionar los 2 g de hidrógeno y los 70.9 g de cloro para formar otro compuesto.



TEORÍA DE DALTON

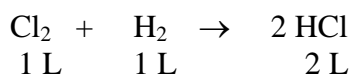
John Dalton retomando el concepto de átomo y basándose en las leyes ponderales estableció su teoría atómica proponiendo que la naturaleza de la materia es discontinua.

VOLÚMENES DE COMBINACIÓN E HIPÓTESIS DE AVOGADRO

Los experimentos de Gay Lussac (químico francés) sobre el comportamiento de los gases llevaron al establecimiento de la *ley de volúmenes de combinación*: “los volúmenes de los elementos gaseosos que participan en una reacción y de los productos gaseosos obtenidos en ella, guardan una relación de números enteros”.

EJEMPLO:

Un litro de hidrógeno más uno de cloro forman 2 litros de ácido clorhídrico



Amadeo Avogadro (físico y químico italiano) estudió los gases, relacionando la teoría atómica de Dalton con los trabajos de Gay Lussac hizo las siguientes aportaciones científicas:

- “Las sustancias gaseosas están formadas por moléculas en las cuales se unen átomos iguales”, por EJEMPLO O_2 , N_2 .
- “En volúmenes iguales de gases, existe el mismo número de moléculas si se tienen las mismas condiciones de temperatura y presión (0°C y 760 mm de Hg)”

FÓRMULAS QUÍMICAS DE LAS SUSTANCIAS MÁS COMUNES

Las sustancias químicas se representan mediante fórmulas químicas utilizando los símbolos de los elementos (esta representación fue propuesta por el químico sueco Jöns Jacob Berzelius) y subíndices que indican la cantidad de átomos que forman a los compuestos.

EJEMPLO:

Compuesto	Fórmula	Constituido por
Agua	H ₂ O	2 átomos de hidrógeno (H) 1 átomo de oxígeno (O)
Dióxido de carbono	CO ₂	1 átomo de carbono (C) 2 átomos de oxígeno (O)

AUTOEVALUACIÓN

- () Científico que realizó las primeras aportaciones acerca de la estructura del átomo
 - Avogadro
 - Dalton
 - Lavoisier
 - Proust
 - Rutherford

- () Científico que explica la ley de la conservación de la materia.
 - Avogadro
 - Dalton
 - Lavoisier
 - Proust
 - Rutherford

- () ¿Quién establece que cuando dos elementos reaccionan para formar varios compuestos y la masa de uno de ellos permanece constante, las masas del otro elemento en los diferentes compuestos formados tendrá una relación de números enteros pequeños?.
 - Dalton
 - Lavoisier
 - Proust
 - Ritcher
 - Thomson

- () Compuesto formado por 3 átomos de potasio, un átomo de fósforo y cuatro de oxígeno
 - NaMnO₄
 - PbSO₄
 - K₃PO₄
 - PO₃(BO₄)₂
 - CsIO₄

5. () Es la fórmula que representa al hidróxido de sodio
- a) SO₃
 - b) CaO
 - c) LiH
 - d) HIO
 - e) NaOH

3.2 MASAS ATÓMICAS DE LOS ELEMENTOS

MASAS ATÓMICAS RELATIVAS DE LOS ÁTOMOS

Los primeros trabajos sobre las masas atómicas de los elementos fueron realizados por Berzelius, basándose en la masa del oxígeno y por las observaciones de Cannizzaro sobre la hipótesis de Avogadro para diferenciar a los elementos y a las moléculas. En la actualidad se define *la masa atómica relativa de un elemento* como “la masa de un átomo de ese elemento en comparación con la masa de un átomo del carbono”, la masa se calcula en unidades de masa atómica (uma) que es 1/12 de la masa de un átomo de C 12. Las masas atómicas de los elementos químicos están reportadas en la tabla periódica.

EJEMPLO:

Masa atómica de Na = 22.9898 uma Cl = 35.4530 uma H = 1.0079 uma

EL MOL, UNIDAD FUNDAMENTAL DE CANTIDAD DE MATERIA

El mol es una unidad fundamental del Sistema Internacional para indicar la cantidad de sustancia que contiene 6.023×10^{23} partículas.

EJEMPLO:

Si un mol de átomos de sodio contiene 6.023×10^{23} partículas, ¿cuántas partículas estarán presentes en 0.7 mol de átomos de sodio?

$$0.7 \text{ mol de átomos de Na} \times \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ partículas}}{1 \text{ mol átomos de Na}} = 4.216 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

MASA MOLAR DE LOS ELEMENTOS

Se refiere a la cantidad en gramos que contiene un mol de átomos de un elemento.

EJEMPLO:

Si un mol de átomos de oxígeno tiene una masa molar de 16 g, ¿cuál es la masa de 0.65 mol de átomos de oxígeno.

$$0.65 \text{ mol O}_2 \times \frac{16 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 10.4 \text{ g O}_2$$

MASA DE UN MOL DE MOLÉCULAS

Una molécula es la unidad más pequeña de una sustancia, está formada por dos o más átomos de uno o varios elementos, como ozono (O₃), hidrógeno (H₂), carbonato de sodio (Na₂CO₃), la masa de estas sustancias se determina sumando las masas molares de los elementos considerando el número de ellos en la fórmula.

EJEMPLO:

Masa molar N = 14.007 g/mol

Masa molar H = 1.008 g/mol

Masa molar de NH₃ = 14.007 g/mol + 3 (1.008) g/mol

Masa molar del NH₃ = 17.031 g/mol

AUTOEVALUACIÓN

1. () Al consultar la tabla periódica se encuentra que la masa atómica del fósforo es
 - a) 15 uma
 - b) 3 uma
 - c) 5 uma
 - d) 30.9 uma
 - e) 45 uma

2. () La masa molecular del F₂ es de:
 - a) 9 g
 - b) 18 g
 - c) 19 g
 - d) 38 g
 - e) 1 g

3. () El número partículas que contiene 2.5 mol de H₂O es de:
 - a) 1.5×10^{24}
 - b) 0.15×10^{23}
 - c) 15×10^{22}
 - d) 150×10^{23}
 - e) 1.5×10^{23}

4. () La masa molar del hidróxido de calcio, Ca(OH)₂ es de:
 - a) 59 g/mol
 - b) 57 g/mol
 - c) 74 g/mol
 - d) 58 g/mol
 - e) 68 g/mol

5. () El número de moles de 25 g de ácido clorhídrico (HCl) es de:
 - a) 0.68
 - b) 61.45
 - c) 911.2
 - d) 11.45
 - e) 1.14

3.3 TABLA PERIÓDICA

TABLA PERIÓDICA DE MENDELEIEV

Los primeros agrupamientos de los elementos fueron realizados por Döbereiner, Chancourtois y Newlands basándose en la idea de periodicidad y relegando un poco la idea de un orden riguroso en la sucesión de los 63 elementos de acuerdo con sus masas atómicas, en 1868 Dimitri I. Mendeleiev ideó una clasificación periódica de los elementos ubicándolos en orden creciente de sus masas atómicas relativas quedando los elementos con propiedades parecidas en el mismo grupo y dejó algunos espacios en blanco para los elementos aún no descubiertos.

TABLA PERIÓDICA MODERNA

En la actualidad los elementos están colocados en 18 familias (columnas) y 7 periodos (renglones) de acuerdo a sus propiedades físicas y químicas similares, basadas en la ley periódica propuesta por Moseley en 1914. Los elementos metálicos están al lado izquierdo, en el centro los metales de transición, del derecho los no metales y gases nobles.

ALÓTROPAS EN LOS ELEMENTOS

Es la propiedad de un elemento que se presenta en dos o más formas en el mismo estado físico, es decir, sus moléculas tienen un número distinto de átomos o un diferente acomodo de estos.

EJEMPLO:

Elemento	Formas alotrópicas
Oxígeno	Ozono (O ₃), oxígeno (O ₂)
Carbono	En forma pura: grafito, diamante y fullerenos En forma impura: hulla, carbón de madera, carbón animal, coque, lignito, antracita

NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO DE MASA

El átomo está constituido por el núcleo donde se encuentran los protones y neutrones, a su alrededor los electrones; la cantidad de protones está indicada en el número atómico y se representa con la letra Z. Un átomo es eléctricamente neutro, es decir, tiene el mismo número de protones y electrones.

El número de masa es la suma de protones y neutrones, se representa con la letra A.

EJEMPLO:

Si el vanadio (V) tiene $Z = 23$ y $A = 51$, las partículas subatómicas que tiene son:

$$Z = \text{protones} = 23$$

$$\text{Protones} = \text{electrones} = 23$$

$$\text{Neutrones} = A - Z = 51 - 23 = 28$$

PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE LOS METALES Y NO METALES

Los metales se ubican en la parte izquierda y central de la tabla periódica, presentan diferente grado de dureza y punto de fusión, son maleables, dúctiles y con brillo, la mayoría son sólidos con excepción del mercurio, buenos conductores de la energía calorífica y eléctrica, reaccionan con el oxígeno formando los óxidos básicos, forman cationes al donar sus electrones de valencia, en su estructura atómica su último nivel tiene de uno a tres electrones.

Los no metales se ubican en la parte derecha de la tabla periódica, excepto el hidrógeno que está en la parte izquierda; se encuentran en los tres estados de agregación, son malos conductores de la energía calorífica y eléctrica, excepto el grafito, al reaccionar con el oxígeno forman los óxidos ácidos o anhídridos, forman aniones al aceptar electrones, en su último nivel tienen más de cuatro electrones

AUTOEVALUACIÓN

- Los elementos que tienen sus electrones de valencia en el mismo nivel forman:
 - Periodos
 - Grupos
 - Metales
 - Metaloides
 - Halógenos
- Los elementos que presentan alotropía son:
 - Sodio y carbono
 - Azufre y calcio
 - Fósforo y potasio
 - Carbono y oxígeno
 - Hidrógeno y cloro
- Por su ubicación en la tabla periódica el fósforo (P) es:
 - metal
 - no metal
 - halógeno
 - gas noble
 - lantánido
- Si el flúor tiene 9 protones, 9 electrones y 10 neutrones, Z y A son igual a:
 - $Z = 19, A = 18$
 - $Z = 19, A = 28$
 - $Z = 9, A = 19$
 - $Z = 10, A = 9$
 - $Z = 10, A = 18$

5. () Los elementos que son dúctiles, maleables y conductores de la electricidad son:
- Halógenos
 - Metales
 - No metales
 - Metaloides
 - Gases nobles

3.4 ENLACES Y REACCIONES QUÍMICAS

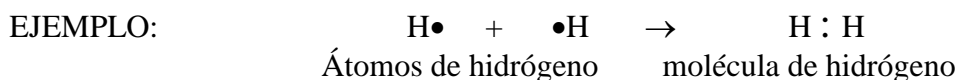
ENLACE QUÍMICO

Los elementos en los compuestos están unidos por medio de fuerzas llamadas enlace químico, producidas por pares de electrones de valencia (aquellos que se encuentran en el último nivel).

ENLACE COVALENTE POLAR, NO POLAR, DOBLES Y TRIPLES

El enlace covalente se forma cuando los átomos que forman al compuesto comparten pares de electrones; se presenta generalmente entre no metales. Puede ser:

- Puro o no polar. Se presenta entre átomos iguales.



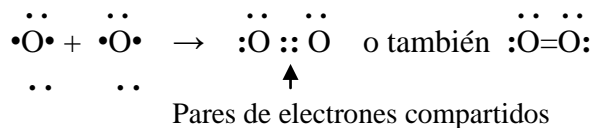
- Polar. Se forma entre dos átomos no metálicos distintos.

EJEMPLO:



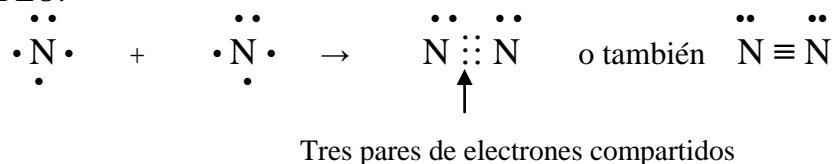
- Doble. Se forma cuando los átomos comparten dos pares de electrones.

EJEMPLO:



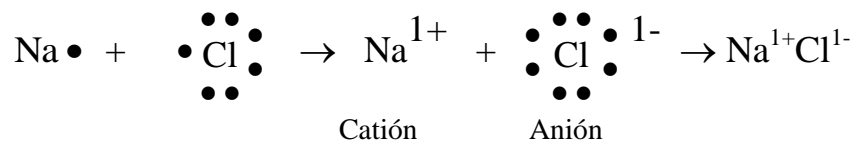
- Triple: Cuando los átomos comparten tres pares de electrones.

EJEMPLO:



ENLACE IÓNICO

El enlace iónico se presenta cuando los metales ceden sus electrones de valencia a los no metales, de tal manera que los metales se transforman en cationes (átomos con carga positiva) y los no metales en aniones (átomos con carga negativa) manteniéndose unidos por la atracción de cargas opuestas, por ejemplo:



LA INFORMACIÓN CONTENIDA EN UNA REACCIÓN QUÍMICA

Los fenómenos químicos se representan por medio de ecuaciones químicas, las cuales utilizan diferentes simbologías.

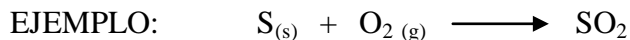
EJEMPLO:

Simbología	Significado
→	Produce o da lugar a
↑	Compuesto que se libera como gas
↓	Compuesto que precipita
Δ	La reacción química requiere energía calorífica
(s)	El elemento o compuesto es sólido
(l)	El compuesto es líquido
(g)	El compuesto es un gas
(ac)	El compuesto está en disolución acuosa
Subíndices (O ₂)	Indica el número de átomos
Coefficientes (2Ca)	Indica el número de moles del elemento o compuesto

REACCIONES DE SÍNTESIS, DESCOMPOSICIÓN, SUSTITUCIÓN Y DOBLE SUSTITUCIÓN

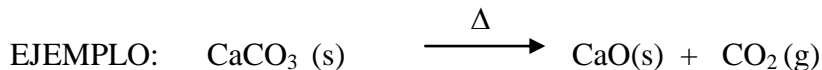
- Reacción de síntesis

Es cuando dos o más elementos o compuestos reaccionan para formar un compuesto.



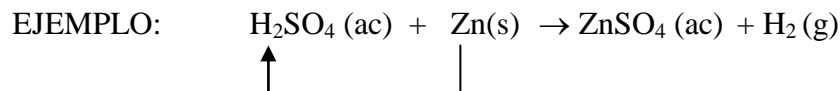
- Reacción de descomposición

Es cuando un compuesto se descompone en dos o más sustancias sencillas.



- Reacción de sustitución simple

Se produce cuando un elemento reacciona con un compuesto y ocupa el lugar de uno de los componentes del compuesto.



- Reacción de doble sustitución

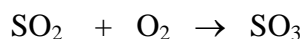
Dos compuestos reaccionan intercambiando uno de los elementos.



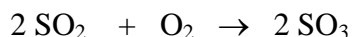
BALANCEO DE ECUACIONES DE SÍNTESIS

Todas las reacciones químicas cumplen con la ley de la conservación de la materia, en ocasiones al escribir las ecuaciones químicas no coincide la cantidad de átomos de los reactivos y productos, para lograrlo se realiza el balanceo que consiste en escribir los coeficientes que sean necesarios hasta que se iguale la cantidad de átomos antes y después de la reacción. Los coeficientes se escriben siempre antes de las fórmulas de los elementos o compuestos y multiplica la cantidad de átomos (subíndices),

EJEMPLO:



La cantidad de átomos de azufre es el mismo en ambos lados de la ecuación, en cuanto a oxígeno hay cuatro átomos en los reactivos y en los productos solo tres, por ello es necesario balancear escribiendo coeficientes.



Con los coeficientes que se escriben se igualó la cantidad de átomos, ahora se tiene dos átomos de azufre en reactivos y productos, y en el caso del oxígeno se tienen seis en ambos lados.

AUTOEVALUACIÓN

1. () El compuesto que presenta enlace iónico es:
 - a) NaF
 - b) CO₂
 - c) HCl
 - d) H₂O
 - e) SO₃

2. () El compuesto que presenta enlace covalentes es:
- a) KBr
 - b) LiCl
 - c) CaO
 - d) NH₃
 - e) NaI
3. () La ecuación química $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ representa a una reacción de:
- a) Síntesis
 - b) Descomposición
 - c) Sustitución simple
 - d) Doble sustitución
 - e) Neutralización
4. () La ecuación química $2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$ representa a una reacción de:
- a) Adición
 - b) Síntesis
 - c) Descomposición
 - d) Sustitución simple
 - e) Doble sustitución
5. () Los coeficientes que balancean a la ecuación química $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$, son respectivamente
- a) 1, 2, 2
 - b) 2, 1, 1
 - c) 1, 1, 2
 - d) 2, 2, 1
 - e) 2, 1, 2

RESOLUCIÓN DE LAS AUTOEVALUACIONES

UNIDAD I. LA QUÍMICA Y TÚ

Tema 1.1	Tema 1.2	Tema 1.3
1. C	1. D	1. B
2. A	2. A	2. B
3. B	3. C	3. B
4. C	4. B	4. D
5. E	5. A	5. A

UNIDAD II. MANIFESTACIONES DE LA MATERIA

Tema 2.1	Tema 2.2	Tema 2.3	Tema 2.4
1. D	1. A	1. C	1. A
2. D	2. E	2. B	2. E
3. C	3. B	3. B	3. B
4. A	4. B	4. C	4. D
5. E	5. A	5. C	5. C

UNIDAD III. NATURALEZA DISCONTINUA DE LA MATERIA

Tema 3.1	Tema 3.2	Tema 3.3	Tema 3.4
1. B	1. D	1. A	1. A
2. C	2. D	2. D	2. D
3. A	3. A	3. B	3. A
4. C	4. C	4. C	4. C
5. E	5. A	5. B	5. C

BIBLIOGRAFÍA

- ALLIER, R. (2000). *La Magia de la Química. Segundo de Secundaria*. México. Mc Graw Hill Interamericana.
- ÁLVAREZ, D. (1999). *Alquimia 1*. México, Norma.
- BASCUÑAN, A. (1993). *Química 1*. México. Limusa.
- BONNET, F. (1995). *Química 1*. México. Oxford.
- BRAUN, E. (2000). *Química para segundo grado; el universo de las ciencias*. México. Trillas.
- CATALÁ, R. (1997). *Química 2*. México. Santillana.
- FLORES DE LABARDINI, T. (1998). *El mundo Tú y la Química. Química 1*. México. Esfinge.
- HERNÁNDEZ, R. (1999). *Química Dinámica segundo grado*. México, Trillas.
- MOSQUEIRA, S. (1993). *Química 2*. México. Patria.

Índice

Introducción	3
Propósitos del Programa	3
Unidad I. La química y tú	5
Unidad II, Manifestaciones de la materia	12
Unidad III. Naturaleza discontinua de la materia	21
Resolución de las autoevaluaciones	31
Bibliografía	34