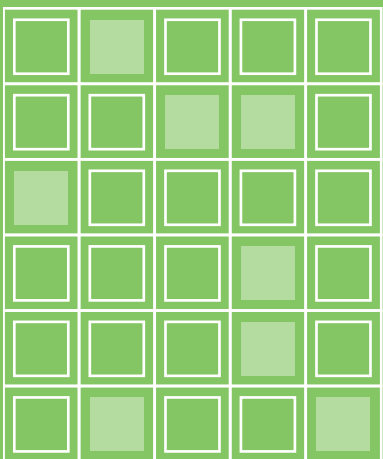
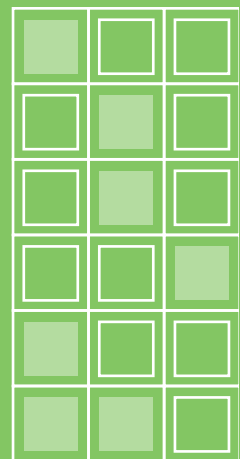




Bachillerato General Unificado



QUÍMICA



1.º Curso
GUÍA DEL DOCENTE

DISTRIBUCIÓN GRATUITA
PROHIBIDA SU VENTA



Química

1 BGU

LNS

GUÍA DEL DOCENTE



serie
Ingenios


EDITORIAL
DON BOSCO

edebé

PRESIDENTE DE LA REPÚBLICA
Rafael Correa Delgado

MINISTRO DE EDUCACIÓN
Augusto Espinosa Andrade

VICEMINISTRO DE EDUCACIÓN
Freddy Peñafiel Larrea

VICEMINISTRA DE GESTIÓN EDUCATIVA
Daysi Valentina Rivadeneira Zambrano

SUBSECRETARIO DE FUNDAMENTOS EDUCATIVOS (E)
Miguel Ángel Herrera Pavo

SUBSECRETARIO DE ADMINISTRACIÓN ESCOLAR
Mirian Maribel Guerrero Segovia

DIRECTORA NACIONAL DE CURRÍCULO (S)
María Cristina Espinosa Salas

DIRECTORA NACIONAL DE OPERACIONES Y LOGÍSTICA
Ada Leonora Chamorro Vásquez

EDITORIAL DON BOSCO
OBRAS SALESIANAS DE COMUNICACIÓN

Marcelo Mejía Morales
Gerente general

Eder Acuña Reyes
Dirección editorial

Paulina Margoth Hidalgo Miño
Adaptación y edición de contenidos

Eder Acuña Reyes
Creación de contenidos nuevos

Luis Felipe Sánchez Ludeña
Coordinación de estilo

Pamela Cueva Villavicencio
Coordinación gráfica

Pamela Cueva Villavicencio
Diagramación

Darwin Xavier Parra Ojeda
Ilustración

Darwin Xavier Parra Ojeda
Diseño de portada e ilustración

En alianza con

Grupo edebé
Proyecto: Química 1
Bachillerato primer curso

Antonio Garrido González
Dirección general

María Banal Martínez
Dirección editorial

José Estela Herrero
Dirección de edición
de Educación Secundaria

Santiago Centelles Cervera
Dirección pedagógica

Juan López Navarro
Dirección de producción

Equipo de edición Grupo edebé
© grupo edebé, 2015
Paseo San Juan Bosco, 62
08017 Barcelona
www.edebe.com



ISBN 978-9942-23-072-0
Primera impresión: Julio 2016

Impreso en Ecuador por: El Telegrafo E.P.

© Ministerio de Educación del Ecuador, 2016
Av. Amazonas N34-451 y Atahualpa
Quito, Ecuador
www.educacion.gob.ec

La reproducción parcial o total de esta publicación, en cualquier forma y por cualquier medio mecánico o electrónico, está permitida siempre y cuando sea autorizada por los editores y se cite correctamente la fuente.



ADVERTENCIA

Un objetivo manifiesto del Ministerio de Educación es combatir el sexismo y la discriminación de género en la sociedad ecuatoriana y promover, a través del sistema educativo, la equidad entre mujeres y hombres. Para alcanzar este objetivo, promovemos el uso de un lenguaje que no reproduzca esquemas sexistas, y de conformidad con esta práctica preferimos emplear en nuestros documentos oficiales palabras neutras, tales como las personas (en lugar de los hombres) o el profesorado (en lugar de los profesores), etc. Sólo en los casos en que tales expresiones no existan, se usará la forma masculina como genérica para hacer referencia tanto a las personas del sexo femenino como masculino. Esta práctica comunicativa, que es recomendada por la Real Academia Española en su Diccionario Panhispánico de Dudas, obedece a dos razones: (a) en español es posible <referirse a colectivos mixtos a través del género gramatical masculino>, y (b) es preferible aplicar <la ley lingüística de la economía expresiva> para así evitar el abultamiento gráfico y la consiguiente ilegibilidad que ocurriría en el caso de utilizar expresiones como las y los, os/as y otras fórmulas que buscan visibilizar la presencia de ambos sexos.



Ministerio
de Educación



Este libro de texto que tienes en tus manos es una herramienta muy importante para que puedas desarrollar los aprendizajes de la mejor manera. Un libro de texto no debe ser la única fuente de investigación y de descubrimiento, pero siempre es un buen aliado que te permite descubrir por ti mismo la maravilla de aprender.

El Ministerio de Educación ha realizado un ajuste curricular que busca mejores oportunidades de aprendizaje para todos los estudiantes del país en el marco de un proyecto que propicia su desarrollo personal pleno y su integración en una sociedad guiada por los principios del Buen Vivir, la participación democrática y la convivencia armónica.

Para acompañar la puesta en marcha de este proyecto educativo, hemos preparado varios materiales acordes con la edad y los años de escolaridad. Los niños y niñas de primer grado recibirán un texto que integra cuentos y actividades apropiadas para su edad y que ayudarán a desarrollar el currículo integrador diseñado para este subnivel de la Educación General Básica. En adelante y hasta concluir el Bachillerato General Unificado, los estudiantes recibirán textos que contribuirán al desarrollo de los aprendizajes de las áreas de Ciencias Naturales, Ciencias Sociales, Lengua y Literatura, Matemática y Lengua Extranjera-Inglés.

Además, es importante que sepas que los docentes recibirán guías didácticas que les facilitarán enriquecer los procesos de enseñanza y aprendizaje a partir del contenido del texto de los estudiantes, permitiendo desarrollar los procesos de investigación y de aprendizaje más allá del aula.

Este material debe constituirse en un apoyo a procesos de enseñanza y aprendizaje que, para cumplir con su meta, han de ser guiados por los docentes y protagonizados por los estudiantes.

Esperamos que esta aventura del conocimiento sea un buen camino para alcanzar el Buen Vivir.

Ministerio de Educación

2016

¿CÓMO ES LA GUÍA? PROGRAMACIÓN Y ORIENTACIONES DE LAS UNIDADES DIDÁCTICAS

conoce
tu
guía

Unidad 0

UNIDAD 0

ORIENTACIÓN DIDÁCTICA

El contenido que aparece en esta guía se divide en bloques de trabajo que se desarrollarán a lo largo de la unidad. Cada bloque de trabajo se divide en actividades que se desarrollarán a lo largo de la unidad.

Actividades complementarias

- Realizar un trabajo en grupo sobre el tema de la unidad.
- Elaborar un trabajo en grupo sobre el tema de la unidad.
- Elaborar un trabajo en grupo sobre el tema de la unidad.

Banco de preguntas

BANCO DE PREGUNTAS

- ¿Qué es un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?

Evaluación diagnóstica

EVALUACIÓN DIAGNÓSTICA

- ¿Cuál es el período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?
- ¿Cuáles son los elementos de la función en un período de trabajo periódico?

Recursos propios del área

RECURSOS PROPIOS DEL ÁREA

Subrayar o resaltar

El subrayado es un recurso que se utiliza para resaltar las partes más importantes de un texto. Este recurso se utiliza para resaltar las partes más importantes de un texto. Este recurso se utiliza para resaltar las partes más importantes de un texto.

Resaltar

El resaltar es un recurso que se utiliza para resaltar las partes más importantes de un texto. Este recurso se utiliza para resaltar las partes más importantes de un texto. Este recurso se utiliza para resaltar las partes más importantes de un texto.

Ampliación de contenidos

AMPLIACIÓN DE CONTENIDOS

Teoría de la función

Una función es una relación que asigna a cada elemento de un conjunto A un único elemento de un conjunto B. Este recurso se utiliza para resaltar las partes más importantes de un texto.

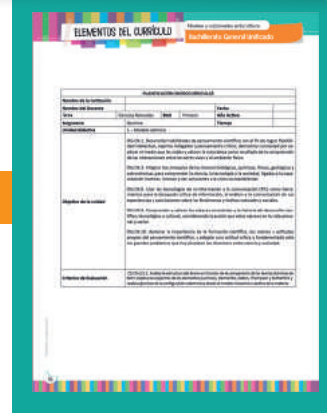
Resolución de ejercicios

Este recurso se utiliza para resaltar las partes más importantes de un texto. Este recurso se utiliza para resaltar las partes más importantes de un texto. Este recurso se utiliza para resaltar las partes más importantes de un texto.

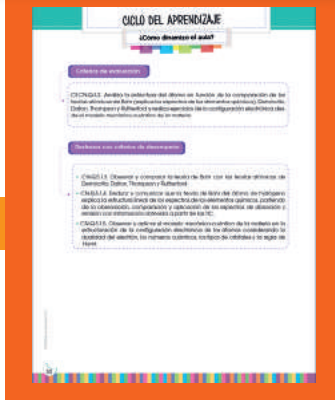
Recursos para fomentar el ingenio



Elementos del currículo



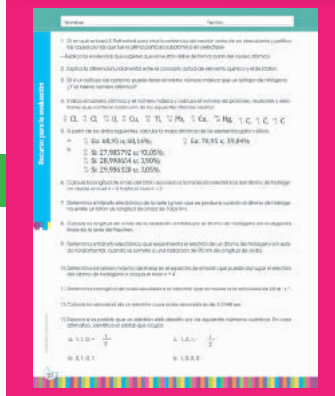
Ciclo de aprendizaje



Trabajo inclusivo



Recursos para la evaluación



Solucionarios



INGENIOS: El proyecto educativo de Editorial Don Bosco

La sociedad actual se enfrenta a nuevos retos que solo pueden superarse con educación, esfuerzo y talento personal y social.

INGENIOS es el proyecto de Editorial Don Bosco que promueve el desarrollo óptimo de los potenciales individuales de cada alumno, contribuye a mejorar la calidad de su educación y le permite afrontar con garantías de éxito los retos del futuro y alcanzar un mayor nivel de felicidad.

INGENIOS contempla las esencias del talento y los contextos del talento, contribuyendo a un modelo de escuela que potencia al máximo el desarrollo de la persona.

Las esencias del talento

Talento analítico y crítico

Aprender a pensar, utilizar rutinas de pensamiento, valorar el pensamiento... Toda una actitud ante la vida.

Talento creativo

Dejar aflorar la imaginación, la expresividad... en la resolución de problemas y retos.

Talento emprendedor

Iniciativa, imaginación, trabajo en equipo, comunicación, constancia... Persigue tus sueños.

Talento emocional

Talento que permite gestionar de manera eficaz las emociones y las hace fluir adecuadamente.

Talento social

Sensible a la justicia social para lograr un mundo mejor.

Talento cooperativo

Para aprender con y de los demás, y generar productos de valor.

Los contextos del talento

El desarrollo del talento se lleva a cabo en un contexto determinado, relacionado con un **modelo de escuela** y **de sociedad**:

1. Un aprendizaje en un contexto práctico y funcional. El proyecto INGENIOS integra el trabajo del desarrollo de las destrezas con criterios de desempeño y las inteligencias múltiples.

- El aprendizaje se sitúa en contextos reales, próximos y significativos para los estudiantes, mediante actividades prácticas y funcionales.
- Las destrezas con criterios de desempeño se programan, se trabajan (actividades, tareas y proyectos) y se evalúan (rúbricas).

2. Unas propuestas educativas abiertas al mundo. Una gran parte del conocimiento se adquiere en contextos no formales, por ello nuestros libros están «abiertos al mundo» (aprendizaje 360°). Para ello:

- Proponemos temas que despiertan el interés y la curiosidad y mueven a indagar y ampliar el conocimiento.
- Invitamos al estudiante a aprender fuera del aula.

3. Un entorno innovador y tecnológico. El proyecto INGENIOS ha adquirido un compromiso con la innovación y las nuevas tecnologías, avanzando en la Escuela del Siglo XXI. En ese sentido, los principales elementos de innovación son:

- Cultura del pensamiento. Dar valor al pensar; enseñar a pensar.
- Espíritu emprendedor. El emprendimiento es una oportunidad para desarrollar capacidades, y una necesidad social.
- Compromiso TIC. La tecnología al servicio de la persona (humanismo tecnológico) en formatos amigables y compatibles.

4. Un modelo de escuela integradora. La **diversidad** de la sociedad tiene su reflejo en la escuela y una escuela para todos debe ofrecer respuestas a esa diversidad. Además, una mayor equidad contribuye a mejorar los resultados académicos. INGENIOS apuesta por el enfoque preventivo, y lo concreta en:

- Itinerarios alternativos para acceder al conocimiento basados en las IM.
- Adaptaciones curriculares y actividades multinivel.

5. Una sociedad con valores. La actual sociedad necesita personas con una sólida formación en valores para lograr una convivencia más positiva y afrontar los retos del futuro. INGENIOS se apoya en:

- Valores universalmente aceptados, con un mensaje adaptado a la nueva realidad.
- La adquisición de compromisos firmes en la mejora de la sociedad.

Programación y orientaciones de las unidades didácticas



Orientación didáctica

La portada de unidad refleja la química desde el punto de vista investigativo. Esto nos da una idea general de las soluciones que día a día empleamos en la industria química, alimenticia, farmacéutica para la elaboración de diversos productos.

Actividades complementarias

1. Realice una lluvia de ideas de lo que los estudiantes han aprendido en el año anterior.
2. Indique a los estudiantes que observen la imagen de portada y haga relación con esos contenidos.
3. Realice dinámicas que involucren los conocimientos de los estudiantes. Así puede organizar a los estudiantes en grupos y realizar preguntas, y uno de los integrantes del grupo que conozca la respuesta puede correr hacia un lugar determinado y contestar la pregunta.



Medición

Imagina que eres un pastelero y debes elaborar un pastel para un evento importante y de eso depende tu trabajo. ¿Qué sucedería si no colocaras las medidas (onzas, libras, cucharadas etc.) adecuadas? Tu trabajo estaría al borde del fracaso. (Figura)

O si tal vez fueras un ingeniero mecánico que debes elaborar un pieza pequeña de una máquina industrial, si no tomas las medidas correctas, ocasionarías un daño mayor.

Estas ideas nos darán un ejemplo claro de que los procesos de medición son importantes no solo en el campo de la química, sino también en la vida diaria (cocinar, comprar, vender, etc.)

El Sistema Internacional (SI) de unidades es un sistema usado por todos los países del mundo, a excepción de tres, para medir la materia.



Magnitudes SI básicas		Unidades SI básicas	
Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Longitud	l	metro	m
masa	m	kilogramo	kg
tiempo	t	segundo	s
corriente eléctrica	i, I	amperio	A
temperatura	T	kelvin	K
cantidad de sustancia	N	mol	mol
intensidad luminosa	I	candela	cd

■ Unidades básicas del sistema internacional

Las unidades del SI son beneficiosas pues estas son una referencia a nivel internacional de los instrumentos de medida. Existen equivalencias de las diferentes unidades. Sin embargo, hay que considerar que las conversiones únicamente se pueden realizar si estas se ubican dentro de las mismas magnitudes. Así, no se puede convertir de masa a tiempo o viceversa.

1. **Resuelve** los siguientes ejercicios.

- a. Camren va al mercado y compra 380 gramos de lenteja, 1,5 kilogramos de azúcar y 45 onzas de chocolate. ¿Cuántas libras lleva en su canasta?
- b. María compra tres gaseosas; la primera contiene 380 mililitros; la segunda, medio galón, y la tercera un litro y medio. ¿Cuántas libras compró en total?
- c. Martha compra una araba y medio de papas. ¿Cuántas libras compró?
- d. Roberto compra un kilogramo y medio de arroz. ¿Cuántas libras compró?

Actividades

Orientación didáctica

Mediante ejemplos de la vida cotidiana, podemos relacionar a la medición junto con sus unidades y magnitudes del sistema internacional. Se pretende que el estudiante aprecie las aplicaciones de las mediciones en cada instante de su vida. El aprendizaje lo logrará a través de varios ejemplos que permitan identificar los conceptos aprendidos aplicados a la vida diaria.

Actividades complementarias

Intercambio de ideas

Se puede realizar una lectura de la carilla, seguido de varios comentarios o ejemplos del día a día. Cada estudiante puede comentar una anécdota de medición ante el curso.

Solucionario

1.

a. Lenteja $380,0 \text{ g} \times \frac{1,0 \text{ kg}}{1000,0 \text{ g}} \times \frac{2,2 \text{ lb}}{1,0 \text{ kg}} = 0,836 \text{ lb}$

Azúcar $1,5 \text{ kg} \times \frac{2,2 \text{ lb}}{1,0 \text{ kg}} = 3,3 \text{ lb}$

Onzas $45,0 \text{ oz} \times \frac{0,063 \text{ lb}}{1,0 \text{ oz}} = 2,84 \text{ lb}$

Total $0,836 \text{ lb} + 3,3 \text{ lb} + 2,84 \text{ lb} = 6,979 \text{ lb}$

b. $380,0 \text{ mL} \times \frac{1,0 \text{ L}}{1000,0 \text{ ml}} = 0,38 \text{ L}$

$0,5 \text{ gal} \times \frac{3,79 \text{ L}}{1,0 \text{ gal}} = 1,895 \text{ L}$

Total $0,38 \text{ L} + 1,895 \text{ L} + 1,5 \text{ L} = 3,775 \text{ L}$

c. $1,5 \text{ a} \times \frac{25,0 \text{ lb}}{1,0 \text{ a}} = 37,5 \text{ lb}$

d. $1,5 \text{ kg} \times \frac{2,2 \text{ lb}}{1,0 \text{ kg}} = 3,3 \text{ lb}$

Orientación didáctica

Comprender la diferencia entre la temperatura y el calor mediante varios ejemplos. Aprender que en diferentes países del mundo contamos con diferentes temperaturas. Usar las conversiones para la transformación a las unidades deseadas.

Actividades complementarias

Trabajo en grupo

Leer y subrayar el texto, y en grupo resolver las transformaciones de los ejercicios para determinar el nivel de conocimiento que tienen.

Temperatura y calor

Todas las mañanas al ver la televisión, nos informamos sobre las condiciones climáticas gracias al servicio meteorológico. Por ejemplo:

- Un día caluroso en Estados Unidos puede alcanzar los 100°F, mientras que un día fresco puede bajar a 40°F.
- En Monterrey la temperatura máxima puede llegar a 32°C.
- En Quito la temperatura puede oscilar entre una máxima temperatura de 20°C y una mínima de 5°C.



■ Termómetro

En varios países utilizan diferentes escalas de temperatura. Por ejemplo, en los EE.UU. se utiliza la escala Fahrenheit, mientras que en otros países, como el nuestro, se usa grados Celsius. Por eso, es importante conocer las distintas escalas y cómo convertirlas, ya que eso nos ayudará a saber cómo es la temperatura sin importar en qué país nos encontremos.

Para convertir	Fórmula
Celsius a Fahrenheit (°C → °F)	$^{\circ}\text{F} = (1,8 \times ^{\circ}\text{C}) + 32$
Fahrenheit a Celsius (°F → °C)	$^{\circ}\text{C} = \frac{(^{\circ}\text{F} - 32)}{1,8}$
Celsius a Kelvin (°C → K)	$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$
Kelvin a Celsius (K → °C)	$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$

2. Realiza las siguientes transformaciones:

- El nitrógeno es un gas que se utiliza para conservar embriones, su temperatura es de -195,8 °C. **Calcula** esta temperatura en K y °F.
- El oro se funde a 1064 °C. **expresa** este valor en K y °F.

Solucionario

2.

a.

$$^{\circ}\text{F} = (1,8 \times (-195,8 \text{ } ^{\circ}\text{C})) + 32$$

$$^{\circ}\text{F} = -320,44 \text{ } ^{\circ}\text{F}$$

$$\text{K} = 273 + (-195,8 \text{ } ^{\circ}\text{C})$$

$$\text{K} = 77,2 \text{ K}$$

b.

$$^{\circ}\text{F} = (1,8 \times 1064 \text{ } ^{\circ}\text{C}) + 32$$

$$^{\circ}\text{F} = 1947,2 \text{ } ^{\circ}\text{F}$$

$$\text{K} = 273 + 1064 \text{ } ^{\circ}\text{C}$$

$$\text{K} = 1337 \text{ K}$$

Materia

La materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio. Existen tres estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso. Cada estado tiene sus propias características, por ejemplo el estado sólido tiene una forma y volumen definido. El líquido tiene un volumen definido pero su forma se adapta al recipiente que lo contiene. Mientras que el estado gaseoso no tiene forma ni volumen definido.

Estados de la materia

Pensemos en el agua, en estado sólido es hielo, en líquido es agua y en estado gaseoso es vapor. Para pasar de un estado a otro debemos aumentar o disminuir la temperatura como se muestra a continuación:



■ Cambios de estado

- 3.** En un recipiente, colocamos unos cubos de hielo, luego, tapamos y observamos qué sucede después de un tiempo. **Contesta:**
- ¿Por qué se humedeció la parte exterior del vaso? **Justifica** tu respuesta.
 - ¿Por qué el hielo disminuyó su volumen y ahora es agua? **Justifica** tu respuesta.
 - ¿Cómo puede haber agua en el exterior del vaso?
- 4. Responde** si es verdadero o falso:
- Si permanece la temperatura constante y aumentamos la presión sobre un gas, aumenta su volumen.
 - Si permanece la presión constante y aumentamos la temperatura sobre un gas, aumenta su volumen.

ACTIVIDADES

Orientación didáctica

Comprender los estados de la materia y a qué proceso corresponden mediante un gráfico. Es un tipo de enseñanza que el estudiante mediante la memoria pueda asociar todos los estados de la materia.

Actividades complementarias

Folio giratorio

Cada uno de los estudiantes podrá mencionar la respuesta que crea correcta, mediante su opinión y conocimientos. Las preguntas hacen referencia a razonamiento de cada estudiante, el cual deberá ser transmitido por los mismos. Posteriormente el profesor deberá realizar una retroalimentación, con una explicación clara para que el estudiante comprenda con fundamento científico por qué tienen lugar los cambios de estado.

Solucionario

- El vapor de agua del aire se condensa en la superficie del vaso.
 - Por la fusión del hielo a agua.
 - En el aire también existen moléculas de agua
- Falso
 - Verdadero

Orientación didáctica

Las propiedades y diferencias de las mezclas, se complementa el texto con las imágenes asociadas. De igual manera, para facilitar el aprendizaje, se presenta un cuadro sinóptico acerca de la materia.

Actividades complementarias

Intercambio de ideas

Se pretende esta actividad para que el estudiante comprenda mediante ejemplos de uso común a las sustancias puras y a las mezclas homogéneas. Realizar un intercambio de ideas acerca de las mezclas y sustancias puras con los estudiantes.

Solucionario

En grupo:

- Sustancia pura
 - Mezcla homogénea
 - Mezcla homogénea o mezcla heterogénea
 - Mezcla homogénea
 - Mezcla heterogénea
 - Mezcla homogénea
- Respuesta abierta

Mezclas y sustancias puras

La materia está formada por sustancias, estas pueden encontrarse como sustancias puras o como mezclas.

Las mezclas son la agrupación de dos o más sustancias. Estas pueden ser homogéneas (misma fase) o heterogéneas (fases distintas).

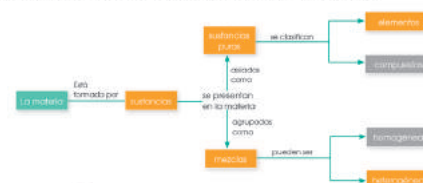
Algunos elementos en estado puro presentan características únicas. La unión de dos elementos forman un compuesto.

Las principales diferencias entre las sustancias puras y las mezclas son:



- Mediante los cambios físicos, sus componentes se pueden separar.
- No pueden separarse en sus componentes
- Puede cambiar su composición cuando agregamos un elemento más.
- Su composición es constante

En base a lo mencionado anteriormente la clasificación de la materia es:



EN GRUPO

- Identifiquen cuál de estos ejemplos son sustancias puras y mezclas homogéneas o heterogéneas.
 - Sal de mesa
 - Leche chocolatada
 - Encebollada
 - Pastel
 - Polvo de hornear
 - Gaseosa
- Expliquen cómo prepararían una solución homogénea y una heterogénea.

Relación de la química con otras ciencias

La química la podemos observar donde quiera que estemos debido a que tiene múltiples aplicaciones. Por ejemplo:

- Los fármacos están hechos por compuestos químicos sintetizados en el laboratorio. Uno de los fármacos más comunes es la aspirina.
- Los médicos no podrían operar sin el uso de químicos, como la anestesia. Incluso, los implementos indispensables en un operación están hechos de químicos, estos son: los guantes, pinzas, bisturí.
- La elaboración de cosméticos como labiales, maquillaje, entre otros no sería posible sin el uso de químicos.
- También podemos ver el uso de los químicos en los alimentos, industria textil (ropa), tecnología, artículos de limpieza.

Actividades

5. **Contesta** las siguientes preguntas:

- ¿En qué casos tú que se relaciona la química con las matemáticas?
- ¿Qué parte de la medicina se dedica al estudio de los productos tóxicos?
- ¿Cómo crees que la química ha aportado en la fabricación de celulares y computadores?
- ¿Cuál es la diferencia entre química orgánica e inorgánica?

6. **Investiga** sobre la:

- Nanotecnología
- Química organometálica
- Fotoquímica

15

Orientación didáctica

Explicar y demostrar mediante ejemplos acerca de la química, las infinidad de aplicaciones que podemos el conocimiento de esta ciencia. Al mencionar ejemplos relacionados con las medicinas o la tecnología el estudiante se sentirá identificado con el tema.

Actividades complementarias

Actividad demostrativa

El docente puede establecer varias aplicaciones solamente con los objetos del aula. Por ejemplo la ropa, viene de la industria química textil, los celulares están hechos de metales gracias a la química, entre otros.

Solucionario

- 5.
- Respuesta abierta.
 - Toxicología.
 - Con los materiales, pues son a base de metales.
 - La química orgánica estudia compuestos que contienen al el carbono como átomo central. La química inorgánica estudia todos los otros compuestos que no tengan carbono como centro.

- 6.
- Es a pequeña escala, una tecnología que diseña y manipula a las partículas para fines médicos o industriales.
 - Es una ciencia que estudia aquellos compuestos químicos que tienen al menos un átomo de carbono y un átomo metálico.
 - Es el estudio de la interacción de las partículas con la luz.

Nombre: _____

Fecha: _____

- ¿A qué símbolo del sistema internacional corresponden: m, K, mol?
 - masa, kilogramo, mol.
 - metro, kilogramo, moléculas.
 - metro, kelvin, mol.
- ¿Qué significan los siguientes símbolos: l, t, l?
 - longitud, temperatura, largo.
 - intensidad luminosa, tiempo, longitud.
 - intensidad luminosa, temperatura, longitud
- Encierra** en un círculo una V si es verdadero o una F si es falso según corresponda.
 - Temperatura y calor es lo mismo (V o F).
 - El SI significa Sistema Internacional (V o F).
 - K hace referencia a una escala absoluta de temperatura (V o F).
 - La materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio (V o F).
- El proceso mediante el cual el sólido pasa a estado gaseoso se llama:
 - sublimación progresiva.
 - sublimación inversa.
 - fusión.
- El proceso mediante el cual el sólido pasa a estado líquido se llama:
 - sublimación progresiva.
 - sublimación inversa.
 - fusión.
- El proceso mediante el cual el gas pasa a estado sólido se llama:
 - sublimación progresiva.
 - sublimación inversa.
 - fusión.
- Subraya** cuáles de las siguientes mezclas son homogéneas.
 - agua y aceite
 - agua con azúcar disuelta
 - una botella de vino
 - una ensalada rusa
- Subraya los ejemplos que correspondan a aplicaciones de la química.
 - Industria petrolera.
 - Industria de alimentos.
 - Industria farmacéutica.

- ¿A qué símbolo del sistema internacional corresponden: m, K, mol?
 - masa, kilogramo, mol.
 - metro, kilogramo, moléculas.
 - metro, kelvin, mol.**
- ¿Qué significan los siguientes símbolos: l, t, l?
 - longitud, temperatura, largo.
 - intensidad luminosa, tiempo, longitud.**
 - intensidad luminosa, temperatura, longitud
- Encierra** en un círculo una V si es verdadero o una F si es falso según corresponda.
 - Temperatura y calor es lo mismo (V o F).
 - El SI significa Sistema Internacional (V o F).
 - K hace referencia a una escala absoluta de temperatura (V o F).
 - La materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio (V o F).
- El proceso mediante el cual el sólido pasa a estado gaseoso se llama:
 - sublimación progresiva.**
 - sublimación inversa.
 - fusión.
- El proceso mediante el cual el sólido pasa a estado líquido se llama:
 - sublimación progresiva.
 - sublimación inversa.
 - fusión.**
- El proceso mediante el cual el gas pasa a estado sólido se llama:
 - sublimación progresiva.
 - sublimación inversa.**
 - fusión.
- Subraya** cuáles de las siguientes mezclas son homogéneas.
 - agua y aceite
 - agua con azúcar disuelta**
 - una botella de vino
 - una ensalada rusa
- Subraya** los ejemplos que correspondan a aplicaciones de la química.
 - Industria petrolera.**
 - Industria de alimentos.**
 - Industria farmacéutica.**

RECURSOS PARA FOMENTAR EL INGENIO EN EL AULA

Modelo atómico

Experimento

TEMA: Mecánica más allá de la física clásica. Dinámica.

INVESTIGACIÓN: El uso de las matemáticas básicas del álgebra lineal.

OBJETIVO: Identificar algunas de las matemáticas básicas que se utilizan y explicar su uso en el mundo real.

MATERIALES: - Gráfica
- Hoja de cálculo
- Medidor de ángulos
- Medidor de tiempo
- Medidor de velocidad
- Medidor de aceleración
- Medidor de posición
- Medidor de fuerza
- Medidor de temperatura

PROCESO: - Observa los datos experimentales y describe el movimiento que se produce y por qué.
- Analiza los datos experimentales y describe el movimiento que se produce y por qué.
- Describe el movimiento que se produce y por qué.
- Describe el movimiento que se produce y por qué.

CONCEPTOS: - ¿Qué es la aceleración? ¿Cómo se relaciona con la velocidad y la posición?
- ¿Qué es la velocidad? ¿Cómo se relaciona con la posición y el tiempo?
- ¿Qué es la posición? ¿Cómo se relaciona con el tiempo?

ZONA

1.1. El átomo

El átomo es la unidad más pequeña de la materia que conserva sus propiedades químicas. Está formado por un núcleo central, formado por protones y neutrones, rodeado por electrones.

1.2. Teoría clásica

La teoría clásica del átomo, propuesta por Rutherford y Bohr, describe el átomo como un sistema de partículas puntuales. Sin embargo, esta teoría no puede explicar ciertos fenómenos, como la emisión de radiación por parte del átomo.

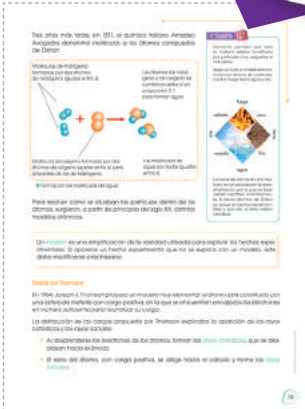
Los átomos más pequeños

Los átomos de hidrógeno y helio son los más pequeños que existen en la naturaleza. El hidrógeno está formado por un protón y un electrón, mientras que el helio está formado por dos protones y dos neutrones en su núcleo, rodeado por dos electrones.



Los átomos más grandes

Los átomos más grandes son los de francio y cesio, que tienen un radio atómico de aproximadamente 250 picómetros. Estos átomos son muy inestables y se desintegran rápidamente.



EN GRUPO

1. Identifiquen cuál de estos ejemplos son átomos:
a. Sal de mesa b. Papel
c. Leche condensada d. Bolo de leche

2. Expliquen cómo prepararían una solución homogénea.

Mixtos y sustancias puras

Los átomos están formados por protones, neutrones y electrones. Las sustancias puras están formadas por un solo tipo de átomo o molécula, mientras que los mezclas están formadas por dos o más tipos de átomos o moléculas.



1.2. Teoría atómica

El átomo está formado por un núcleo central, formado por protones y neutrones, rodeado por electrones. La teoría atómica describe el comportamiento de estas partículas y cómo se relacionan entre sí.



1. MODELO ATÓMICO

1.1. El átomo

El átomo es la unidad más pequeña de la materia que conserva sus propiedades químicas. Está formado por un núcleo central, formado por protones y neutrones, rodeado por electrones.



UNIDAD I

Bloques curriculares	Contenidos
El mundo de la química Ciencia en acción (16 - 41)	1.1 El átomo
	1.2. Teoría atómica
	1.3. El modelo planetario de Bohr
	1.4. Modelo mecánico-cuántico de la materia
	1.5. Teoría de Planck
	1.6. Teoría de Bohr
	1.7. Modelo de Sommerfeld
	1.8. Números cuánticos
	1.9. Distribución electrónica

PLANIFICACIÓN MICROCURRICULAR				
Nombre de la institución				
Nombre del Docente				Fecha
Área	Ciencias Naturales	BGU	Primero	Año lectivo
Asignatura	Química		Tiempo	
Unidad didáctica	1 – Modelo atómico			
Objetivo de la unidad	<p>OG.CN.1. Desarrollar habilidades de pensamiento científico con el fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico; demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico.</p> <p>OG.CN.3. Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental.</p> <p>OG.CN.6. Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales.</p> <p>OG.CN.9. Comprender y valorar los saberes ancestrales y la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural, considerando la acción que estos ejercen en la vida personal y social.</p> <p>OG.CN.10. Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad.</p>			
Criterios de Evaluación	CE.CN.Q.5.2. Analiza la estructura del átomo en función de la comparación de las teorías atómicas de Bohr (explica los espectros de los elementos químicos), Demócrito, Dalton, Thompson y Rutherford y realiza ejercicios de la configuración electrónica desde el modelo mecánico-cuántico de la materia.			

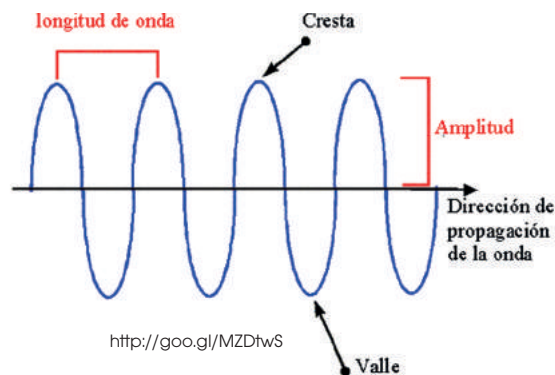
¿Qué van a aprender? DESTREZAS CON CRITERIOS DE DESEMPEÑO	¿Cómo van a aprender? ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE (Estrategias Metodológicas)	RECURSOS	¿Qué y cómo evaluar? EVALUACIÓN
			Indicadores de Evaluación de la unidad
<p>CN.Q.5.1.3. Observar y comparar la teoría de Bohr con las teorías atómicas de Demócrito, Dalton, Thompson y Rutherford.</p> <p>CN.Q.5.1.4. Deducir y comunicar que la teoría de Bohr del átomo de hidrógeno explica la estructura lineal de los espectros de los elementos químicos, partiendo de la observación, comparación y aplicación de los espectros de absorción y emisión con información obtenida a partir de las TIC.</p> <p>CN.Q.5.1.5. Observar y aplicar el modelo mecánico-cuántico de la materia en la estructuración de la configuración electrónica de los átomos considerando la dualidad del electrón, los números cuánticos, los tipos de orbitales y la regla de Hund.</p>	<p>Se sugiere inicien con una lectura breve de la noticia, web y película del inicio de la unidad. Comenzar con el concepto de materia para a partir de eso plantear la teoría atómica, en las que se encuentran Dalton, Thomson y Rutherford. Explicar desde la historia, en qué consiste la teoría y sus puntos negativos y positivos. Apoyarse en el libro, en los videos y se pueden formar incluso grupos de trabajo en las que puedan resumir estas teorías.</p> <p>A partir de esto explicar las partículas atómicas, partir de su definición y mencionar sus características propias. Explicar en qué consiste la teoría de Planck y de Bohr, el modelo de Sommerfeld, apoyarse en las imágenes del libro y en los videos.</p> <p>En base a todo lo estudiado, introducir los números cuánticos, definir los conceptos y realizar varios ejercicios hasta aclarar los conceptos. Una vez comprendido esto, explicar a través de ejemplos la distribución electrónica.</p>	<p>Texto</p> <p>Cuadernos</p> <p>Videos</p> <p>Pizarra</p> <p>Materiales de laboratorio como balanza analítica o electrónica, espátula, pesamuestras, vasos de precipitación, pipeteadores, pipetas volumétricas o graduadas, agua destilada, picetas.</p> <p>Mechero bunsen, tubos de ensayo, gradillas, probetas, matraz de destilación, motero, cajas Petri, embudo, bureta, agitador, soporte universal.</p> <p>Mandil, gafas, guantes, calculadora y tabla periódica</p>	<p>I.CN.Q.5.2.1 Analiza la estructura del átomo comparando las teorías atómicas de Bohr (explica los espectros de los elementos químicos), Demócrito, Dalton, Thompson y Rutherford, y realiza ejercicios de la configuración electrónica desde el modelo mecánico-cuántico de la materia. (I.2)</p>
*Adaptaciones curriculares			
Especificación de la necesidad educativa		Especificación de la adaptación a ser aplicada	

AMPLIACIÓN DE CONTENIDOS

Teoría cuántica de Planck

Una onda es una vibración que transmite energía y está formada por:

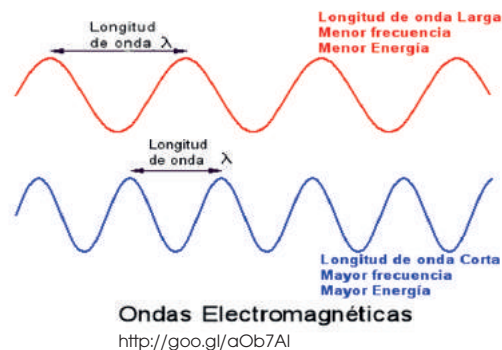
- **Cresta**, el punto más alto de la onda.
- **Valle**, el punto más bajo de la onda.
- **Amplitud**, la distancia del eje a la cresta o al valle.
- **Longitud** de onda (λ), la cual representa la distancia de cresta a cresta. Las unidades de esta medición están en nanómetros (nm).
- **Frecuencia** (ν), la cual representa la cantidad de veces que se repite una onda, en unidades de s^{-1} .



Propiedades de la onda

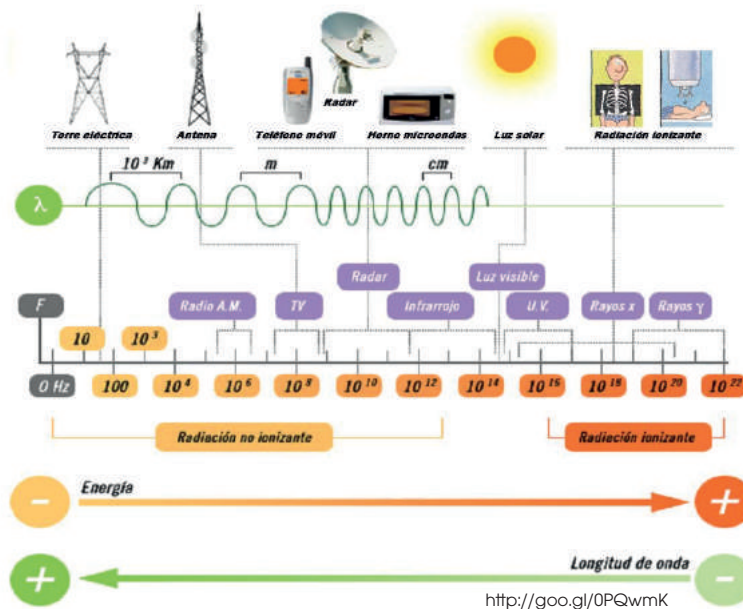
La velocidad de una onda está definida por dos factores, la **longitud de onda** y la frecuencia. Estos son dos factores inversamente proporcionales, es decir, si el uno aumenta el otro disminuye y viceversa.

Es de esperarse que una onda con una longitud de onda grande, se repita menos (menor frecuencia) en el tiempo y, por ende transmita menor cantidad de energía. Mientras que por otro lado, si una onda tiene una frecuencia alta, es decir, tiene más repeticiones, se esperaría que su longitud de onda sea pequeña y que por ende, transmita mayor cantidad de energía.



La energía está directamente relacionada con la frecuencia e inversamente dada por la longitud de onda.

Para tener una percepción de ondas electromagnéticas en el uso diario, observemos el siguiente gráfico:



Energía de una onda

Establece mediante todo lo anteriormente mencionado, que la energía se puede obtener a partir de:

$$E=hu$$

Donde:

E es la energía (J), h es la constante de Planck que es $6,63 \times 10^{-34}$ J.s y la u es la frecuencia (s^{-1}).

De igual manera si conocemos que la frecuencia es la relación entre la velocidad sobre la longitud de onda podemos tener otra ecuación para la obtención de energía:

$$E = h \frac{c}{\lambda}$$

El modelo atómico de Bohr fue propuesto en el año 1913 por el físico Danés. Además del premio noble, esta teoría tiene más de cien años, afirmando a Niels Bohr como uno de los mejores físicos de la historia.

Cabe mencionar que tuvo a grandes profesores como por ejemplo a los investigadores, famosos y dueños de sus propios modelos: Sir J. J. Thomson y Rutherford. Con tan solo veinticinco años, Bohr tenía postulados y varias hipótesis. Mantenía discusiones del tipo intelectual con Albert Einstein acerca de las diferentes interpretaciones que sostenía cada uno.

Bohr no solamente tenía su lado intelectual, también era futbolista, jugaba como portero. Es protagonista en una película llamada *Copenhague*, la cual narra su encuentro con Heisenberg en la Segunda Guerra Mundial.

1. **Di** en qué se basó E. Rutherford para intuir la existencia del neutrón antes de ser descubierto y **justifica** las causas por las que fue la última partícula subatómica en detectarse.

—**Explica** las evidencias que sugieren que el neutrón debe de formar parte del núcleo atómico.

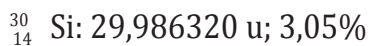
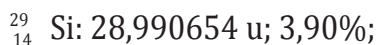
2. **Explica** la diferencia fundamental entre el concepto actual de elemento químico y el de Dalton.

3. **Di** si un isótopo de carbono puede tener el mismo número másico que un isótopo de nitrógeno. y el mismo número atómico

4. **Indica** el número atómico y el número másico y **calcula** el número de protones, neutrones y electrones que contiene cada uno de los siguientes átomos neutros:



5. A partir de los datos siguientes, **calcula** la masa atómica de los elementos galio y silicio.



6. **Calcula** la longitud de onda del fotón asociado a la transición electrónica del átomo de hidrógeno desde el nivel $n = 5$ hasta el nivel $n = 2$.

7. **Determina** el tránsito electrónico de la serie Lyman que se produce cuando el átomo de hidrógeno emite un fotón de longitud de onda de 102,6 nm.

8. **Calcula** la longitud de onda de la radiación emitida por el átomo de hidrógeno en la segunda línea de la serie de Paschen.

9. **Determina** el tránsito electrónico que experimenta el electrón de un átomo de hidrógeno en estado fundamental, cuando se somete a una radiación de 95 nm de longitud de onda.

10. **Determina** el número máximo de líneas en el espectro de emisión que puede dar lugar el electrón del átomo de hidrógeno si ocupa el nivel $n = 4$.

11. **Determina** la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a la velocidad de $20 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

12. **Calcula** la velocidad de un electrón cuya onda asociada es de 12 000 nm.

13. Razona si es posible que un electrón esté descrito por los siguientes números cuánticos. En caso afirmativo, **identifica** el orbital que ocupa:

a. 1, 1, 0, + $\frac{1}{2}$

c. 1, 2, 1, - $\frac{1}{2}$

b. 2, 1, 0, 1

d. 1, 0, 0, 0

14. Razona en qué se diferencian y en qué se parecen las siguientes parejas de electrones, sabiendo que pertenecen al mismo átomo:

a. $1, 1, 0, 0, +\frac{1}{2}$ y $1, 0, 0, -\frac{1}{2}$

b. $2, 1, 0, +\frac{1}{2}$ y $2, 1, 1, +\frac{1}{2}$

c. $3, 1, 1, -\frac{1}{2}$ y $2, 1, 1, -\frac{1}{2}$

d. $3, 2, 1, +\frac{1}{2}$ y $3, 1, 0, -\frac{1}{2}$

15. **Deduce** la configuración electrónica del arsénico ($Z = 33$), el potasio ($Z = 19$), el neón ($Z = 10$) y el hafnio ($Z = 72$).

16. A partir del orden de energía $4s < 3d < 4p$, **compara** razonadamente el apantallamiento y la carga nuclear efectiva cuando se trata de los electrones $3d1$ y $4s1$.

17. **Deduce** si los elementos Ni ($Z = 28$), Zn ($Z = 30$), Ti ($Z = 22$) y Mn ($Z = 25$) son paramagnéticos o diamagnéticos.

18. Razona si las configuraciones electrónicas siguientes son correctas:



19. **Escribe** los cuatro números cuánticos de cada electrón del átomo de flúor ($Z = 9$), en su configuración electrónica fundamental.

20. La primera línea de serie de Balmer tiene una longitud de onda de 656,3 nm. **Determina** la diferencia de energía entre los dos niveles energéticos implicados en esa línea.

21. **Calcula** la longitud de onda del fotón emitido por un átomo de hidrógeno cuando su electrón pasa del nivel $n = 5$ al $n = 3$.

22. La línea amarilla característica del sodio está constituida por dos fotones de longitud de onda 589,0 nm y 589,6 nm. **Calcula** la diferencia de energía entre estos fotones.

23. El átomo de hidrógeno exhibe una línea de absorción de longitud de onda de 1 216 Å. **Calcula:**

a. La frecuencia del fotón absorbido.

b. La diferencia de energía entre los estados electrónicos involucrados.

24. **Identifica**, sin realizar cálculo alguno, el tránsito electrónico que emite el fotón de mayor energía:

a. $n = 3 \rightarrow n = 2$ c. $n = 3 \rightarrow n = 1$

b. $n = 2 \rightarrow n = 1$ d. $n = 1 \rightarrow n = 3$

25. Los electrones de una muestra de hidrógeno se excitan hasta el nivel $n = 6$. Al volver a su estado de energía fundamental, se produce el espectro de emisión. **Calcula** las líneas que lo compondrán.

26. El yodo tiene 53 electrones y su número másico es 127. **Escribe** su notación y **calcula** el número de protones y el de neutrones.

SOLUCIONARIO

1. E. Rutherford se basó en la diferencia encontrada entre el cálculo de la posible masa atómica de un átomo (sumando las masas de electrones y protones) y la masa atómica encontrada experimentalmente. Esto le hizo suponer que en el átomo existía alguna otra partícula con masa.

Fue la última partícula en detectarse porque los experimentos realizados hasta entonces eran de carácter eléctrico y, dado que el neutrón no tiene carga, pasaba desapercibido.

— El hecho de que solo algunas de las partículas α saliera rebotadas y no atravesasen la lámina de oro, hizo pensar que la masa (protones y neutrones) se encontraba concentrada en unos puntos definidos, los núcleos, responsables de este efecto.

2. Para Dalton, los elementos químicos estaban formados por átomos indivisibles que tenían la misma masa y las mismas propiedades si pertenecían al mismo elemento.

En el concepto actual, el elemento químico está formado por átomos, que son divisibles y mutables. Tienen el mismo número atómico (es decir, el mismo número de protones) si pertenecen al mismo elemento, pero la masa atómica puede variar aunque sean átomos del mismo elemento.

3. Sí que puede tener el mismo número de masa que un isótopo de nitrógeno, dependiendo del número de neutrones que tenga.

Pero el número atómico no puede ser nunca el mismo que el de un isótopo de nitrógeno porque entonces ya no sería un isótopo de carbono sino un átomo de nitrógeno.

4.

Átomos neutros	Número atómico (Z)	Número de masa (A)	Número protones (Z)	Número neutrones (N = A - Z)	Número electrones (= protones)
$^{35}_{17}\text{Cl}$	17	35	17	18	17
$^{37}_{17}\text{Cl}$	17	37	17	20	17
$^{235}_{92}\text{U}$	92	235	92	143	92
$^{65}_{29}\text{Cu}$,	29	65	29	36	29
$^{210}_{81}\text{Tl}$,	81	210	81	129	81
$^{214}_{82}\text{Pb}$,	82	214	82	132	82
$^{18}_{8}\text{Cu}$,	8	18	8	10	8
$^{200}_{80}\text{Hg}$,	80	200	80	120	80
$^{12}_{6}\text{C}$,	6	12	6	6	6
$^{13}_{6}\text{C}$,	6	13	6	7	6
$^{14}_{6}\text{C}$	6	14	6	8	6

5. a. $A_r(\text{Ga}) = 68,05 \text{ u} \cdot \frac{60,16}{100} + 70,95 \text{ u} \cdot \frac{60,16}{100} = 69,75 \text{ u}$
 b. $A_r(\text{Si}) = 27,985 \text{ u} \cdot \frac{93,03}{100} + 28,990 \text{ u} \cdot \frac{3,90}{100} + 29,986 \text{ u} \cdot \frac{3,05}{100} = 28,08 \text{ u}$

6. Datos: $n_2 = 5$ $n_1 = 2$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{25} \right)$$

$$\lambda = 4,34 \cdot 10^7 \text{ m} \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 434 \text{ nm}$$

La longitud de onda de la radiación emitida es 434 nm.

7. Sustituimos distintas transiciones en la ecuación:

- $n_2 = 2$ y $n_1 = 1$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right)$$

$$\lambda = 1,22 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 122 \text{ nm}$$

No es correcta.

- $n_2 = 3$ y $n_1 = 1$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\lambda = 1,026 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda = 102,6 \text{ nm}$$

La transición electrónica es desde $n_2 = 3$ hasta $n_1 = 1$.

8. Datos: Segunda línea de la serie de Paschen.

Datos: Si se trata de la serie de Paschen:
 $n_1 = 3$

La segunda línea es $n_2 = 5$.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\lambda = 1,2819 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

$$\lambda = 1281,9 \text{ nm}$$

La longitud de onda es de 1281,9 nm.

9. Datos: $\lambda = 95 \text{ nm}$

Sustituyendo diversas transiciones electrónicas en la ecuación, llegamos a encontrar que la correcta es desde $n_2 = 5$ hasta $n_1 = 1$.

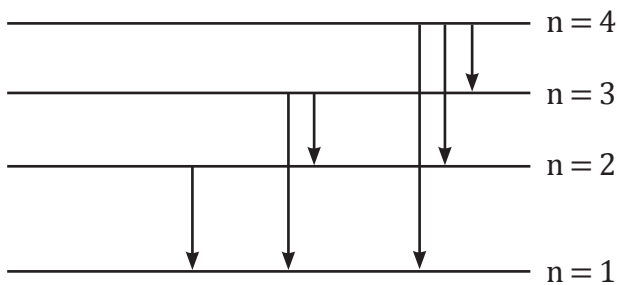
$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\lambda = 9,5 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

$$\lambda = 95 \text{ nm}$$

10. El número máximo de líneas es 6.



11. Datos: $v = 20 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

Sabemos que:

$$m_e = 9,109\,534 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

$$h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{9,109\,534 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 20 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}$$

$$\lambda = 3,6390 \cdot 10^{-5} \text{ m}$$

$$\lambda = 36\,390 \text{ nm}$$

La longitud de onda asociada es 36 390 nm.

12. Datos: $\lambda = 12\,000 \text{ nm}$

Sabemos que: $m_e = 9,109\,534 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

A partir de $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$ $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

$$v = \frac{h}{m \cdot \lambda} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{9,109\,534 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 12\,000 \text{ nm} \cdot 10^{-9} \text{ m/nm}}$$

$$v = 61 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

13.a. 1, 1, 0, +

significa $n = 1$; 1 ± 1 ; $m = 0$; $m_s = +$

2

Pero l toma valores entre 0 y $n - 1$. Como $n = 1$, el único valor posible para l es 0. En consecuencia, el electrón no puede describirse mediante estos números cuánticos.

d. 1, 0, 0, 0 significa

$n = 1$; $l = 0$; $m_l = 0$; $m_s = 0$

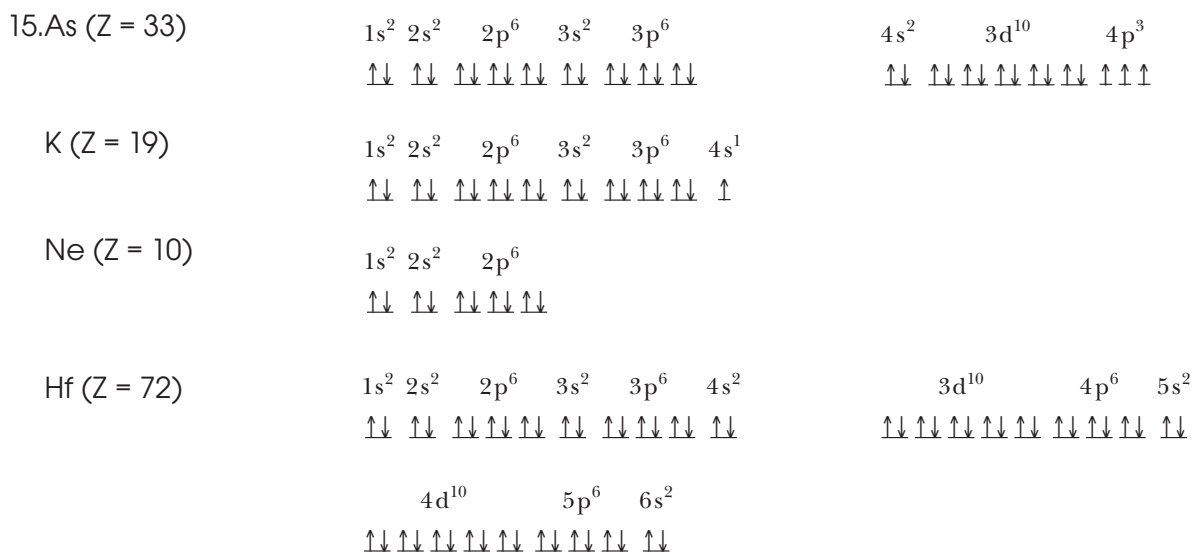
Esta combinación no es posible porque m_s sólo puede tomar los valores: $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$. En consecuencia, el electrón no puede describirse mediante estos números cuánticos.

14.

a. Se trata de dos electrones que se encuentran en el mismo orbital y que se diferencian por el número cuántico de espín.

b. Se diferencian en $m_l = 0$ y $m_l = 1$, es decir, los dos electrones están en un orbital p del segundo nivel y en el mismo número cuántico de espín, pero las orientaciones de sus orbitales son distintas.

- c. Se diferencian en $n = 2$ y $n = 3$, es decir, son dos electrones situados en niveles de energía distintos, aunque dentro de cada nivel el tipo de orbital y el número cuántico de espín son iguales.
- d. Se trata de dos electrones que se encuentran en el mismo nivel ($n = 3$) pero se diferencian en el orbital que ocupan ($l = 2$ y $l = 1$), la orientación del orbital ($m_l = 1$ y $m_l = 0$) y el número cuántico de espín: ($m_s = +\frac{1}{2}$ y $m_s = -\frac{1}{2}$).



16. Datos: $4s < 3d < 4p$ electrones $3d^1$ y $4s^1$

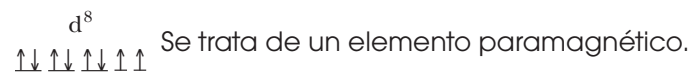
El electrón situado en $4s$ se encuentra en un orbital de menor energía porque la penetrabilidad de este orbital es mayor que la del orbital $3d$.

En consecuencia, el número de electrones entre él y el núcleo es menor, el apantallamiento también es menor y su carga nuclear efectiva es mayor según:

$$Z^* = Z - a$$

17. Ni ($Z = 28$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

Nos fijamos en la configuración electrónica del orbital semiocupado, donde hay electrones desapareados:



Zn ($Z = 30$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Nos fijamos en la configuración electrónica del orbital $3d$:



Ti ($Z = 22$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

El orbital semiocupado: nos indica que se trata de un elemento paramagnético.

Mn ($Z = 25$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

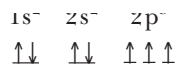
El orbital semiocupado: d^2
 $\uparrow\uparrow \text{ ---}$ nos indica que se trata de un elemento paramagnético.

Mn (Z = 25) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

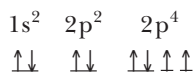
El orbital semiocupado: d^5
 $\uparrow\uparrow \uparrow\uparrow \uparrow$ nos indica que se trata de un elemento paramagnético.

18.

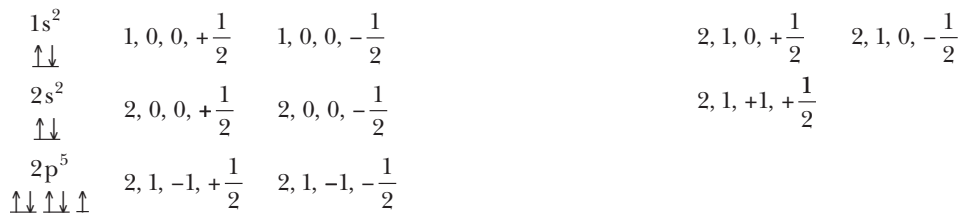
a. La configuración no es correcta porque, según la regla de Hund, los electrones del orbital 2 p deben estar desapareados y con el mismo espín. Es decir:



b. La configuración también es incorrecta porque no puede haber 2 electrones con los 4 números cuánticos iguales. La correcta sería:



19.F (Z = 9) $1s^2 2s^2 2p^5$



20. Datos: 1.a línea: $\lambda = 656,3 \text{ nm}$

La energía asociada a esta longitud de onda es:

$$E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

($c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ y $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$).

Por tanto:

$$E = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{656,3 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La diferencia de energía entre los dos niveles es $3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

21. Datos: Transición de $n_2 = 5$ a $n_1 = 3$.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\lambda = 1,282 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

$$\lambda = 1282 \text{ nm}$$

22. Datos: $\lambda_1 = 589,0 \text{ nm}$ $\lambda_2 = 589,6 \text{ nm}$

Calculamos la energía asociada a cada fotón:

$$E_1 = h \cdot \frac{c}{\lambda_1}$$

$$E_1 = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{589,0 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,377 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_2 = h \cdot \frac{c}{\lambda_2}$$

$$E_2 = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{589,6 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,373 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = E_1 - E_2 = 3,377 \cdot 10^{-19} \text{ J} - 3,373 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = 4,0 \cdot 10^{-22} \text{ J}$$

23. Datos: $\lambda = 1216 \text{ \AA}$

Calculamos la energía asociada a cada fotón:

a.

$$v = \frac{c}{\lambda}$$

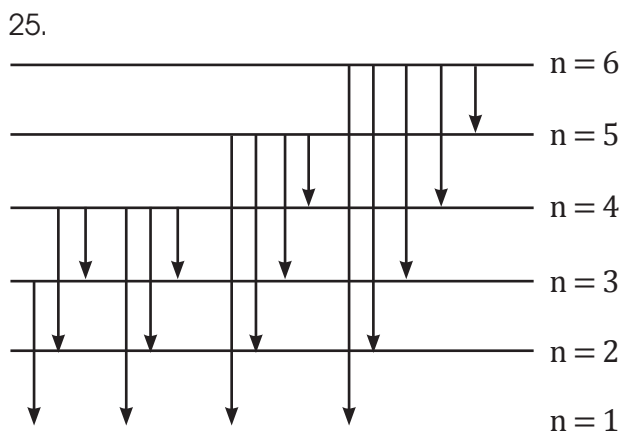
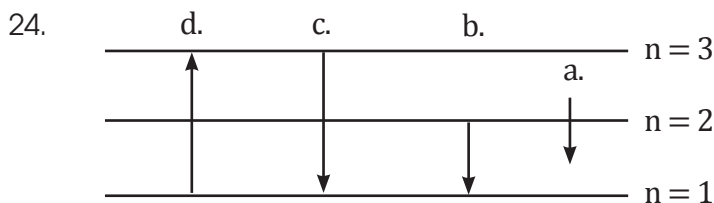
$$v = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{1216 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 2,47 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 2,47 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

b. La energía asociada a la onda de esta frecuencia:

$$\Delta E = h \cdot v$$

$$\Delta E = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 2,47 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 1,65 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

La frecuencia del fotón es $2,47 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ y la energía asociada a la onda es $1,65 \cdot 10^{-18} \text{ J}$.



26. Datos: 53 electrones número másico:

$$A = 127$$

127 número másico

La notación del yodo es .

El número de protones será igual al de electrones si el átomo es neutro: $Z = 53$.

El número de neutrones:

$$A - Z = 127 - 53 = 74.$$

CICLO DEL APRENDIZAJE

¿Cómo dinamizo el aula?

Criterios de evaluación

CE.CN.Q.5.2. Analiza la estructura del átomo en función de la comparación de las teorías atómicas de Bohr (explica los espectros de los elementos químicos), Demócrito, Dalton, Thompson y Rutherford y realiza ejercicios de la configuración electrónica desde el modelo mecánico-cuántico de la materia.

Destrezas con criterios de desempeño

- CN.Q.5.1.3. Observar y comparar la teoría de Bohr con las teorías atómicas de Demócrito, Dalton, Thompson y Rutherford.
- CN.Q.5.1.4. Deducir y comunicar que la teoría de Bohr del átomo de hidrógeno explica la estructura lineal de los espectros de los elementos químicos, partiendo de la observación, comparación y aplicación de los espectros de absorción y emisión con información obtenida a partir de las TIC.
- CN.Q.5.1.5. Observar y aplicar el modelo mecánico-cuántico de la materia en la estructuración de la configuración electrónica de los átomos considerando la dualidad del electrón, los números cuánticos, los tipos de orbitales y la regla de Hund.

Ciclo de aprendizaje

Experiencia:

El profesor o profesora activa su trabajo en el aula observando las imágenes de los textos, en los alumnos:

- Aplicar técnica de lluvia de ideas para el desarrollo de los contenidos y comprensión de los contenidos.
- Aplicar técnicas individuales o grupales para captar la atención para que entiendan por experiencias propias o de otros estudiantes.

Reflexión:

El profesor o profesora menciona diversos ejemplos, fotos, videos del texto haciendo que el estudiante se interese:

- Mejorar destrezas de comprensión, conceptualización y análisis.

Conceptualización:

Mediante los recursos del libro: imágenes, videos, actividades el profesor o profesora hace al estudiante:

- Ampliar su conocimiento visual y literario con imágenes y términos nuevos.
- Comprender las imágenes y comprender el concepto.

Aplicación:

Para comprobar la comprensión de los estudiantes se va a usar las:

- Actividades de experimentación: *Reto*
- Actividades de Evaluación de contenidos propuestos en la unidad mediante aplicación de: *Resumen, Para finalizar, Alto en el camino.*

BANCO DE PREGUNTAS

- El _____, que está en el corazón del átomo, compone más del 99,9% de su masa, pero sólo una trillonésima parte del volumen total.
 - núcleo
 - protón
 - neutrón
- Los _____ miden una 1/1,836 parte de un protón o un neutrón. Casi no contribuyen a la masa del átomo, pero son su parte más activa, los responsables de los enlaces.
 - núcleos
 - enlaces
 - electrones
- Más del 99,9% del volumen del átomo está _____. Si el núcleo del átomo fuera como una pelota de baloncesto, los electrones estarían a varios kilómetros de distancia.
 - lleno
 - vacío
 - semilleno
- Cuando los electrones pasan de un nivel de energía a otro no se mueven, desaparecen de un nivel y aparecen en el _____ inmediatamente.
 - mismo
 - siguiente
 - anterior
- El átomo hace referencia a una «partícula fundamental». De hecho, átomo significa en griego «no divisible». **Investiga** ¿qué tanto sabes sobre los átomos? **Encierra** la respuesta como verdadero (V) o falso (F).
 - Antes se creía que los átomos eran las partículas más pequeñas. Luego se descubrió que un átomo está formado de electrones, protones y neutrones. (V o F)
 - Aunque prácticamente son espacio vacío, muchos átomos son indestructibles. (V o F)
 - Todos los átomos, excepto los más pequeños, se formaron hace millones de años en el cielo. Al explotar salieron despedidos por el universo. (V o F)
 - Durante la desintegración radioactiva los átomos grandes pierden partes y se convierten en otros átomos. Eso quiere decir que, por ejemplo, del uranio cuyo peso es de 235 gramos puede formarse un nuevo elemento. (V o F)
 - En el punto final de esta frase cabrían 2.000 millones de átomos. (V o F)
 - En tu cabeza hay unos 450 cuatrillones de átomos. (V o F)
 - El número de átomos del universo es un 1 seguido de 80 ceros. (V o F)

SOLUCIONARIO BANCO DE PREGUNTAS

1. El _____, que está en el corazón del átomo, compone más del 99,9% de su masa, pero sólo una trillonésima parte del volumen total.

a. núcleo

b. protón

c. neutrón

2. Los _____ miden una 1/1,836 parte de un protón o un neutrón. Casi no contribuyen a la masa del átomo, pero son su parte más activa, los responsables de los enlaces.

a. núcleos

b. enlaces

c. electrones

3. Más del 99,9% del volumen del átomo está _____. Si el núcleo del átomo fuera como una pelota de baloncesto, los electrones estarían a varios kilómetros de distancia.

a. lleno

b. vacío

c. semilleno

4. Cuando los electrones pasan de un nivel de energía a otro no se mueven, desaparecen de un nivel y aparecen en el _____ inmediatamente.

a. mismo

b. siguiente

c. anterior

5. El átomo hace referencia a una «partícula fundamental». De hecho, átomo significa en griego «no divisible». **Investiga** ¿qué tanto sabes sobre los átomos? **Encierra** la respuesta como verdadero (V) o falso (F).

a. Antes se creía que los átomos eran las partículas más pequeñas. Luego se descubrió que un átomo está formado de electrones, protones y neutrones. (V o F)

b. Aunque prácticamente son espacio vacío, muchos átomos son indestructibles. (V o F)

c. Todos los átomos, excepto los más pequeños, se formaron hace millones de años en el cielo. Al explotar salieron despedidos por el universo. (V o F)

d. Durante la desintegración radioactiva los átomos grandes pierden partes y se convierten en otros átomos. Eso quiere decir que, por ejemplo, del uranio cuyo peso es de 235 gramos puede formarse un nuevo elemento. (V o F)

e. En el punto final de esta frase cabrían 2.000 millones de átomos. (V o F)

f. En tu cabeza hay unos 450 cuatrillones de átomos. (V o F)

g. El número de átomos del universo es un 1 seguido de 80 ceros. (V o F)

RECURSOS PROPIOS DEL ÁREA

Subrayar o resaltar

La química requiere de la comprensión de la teoría para que, a partir de aquella, se pueda comprender los ejercicios. El subrayado puede ayudar a la comprensión de temas posteriores de la química. Al tener el libro subrayado, va a ser más fácil estudiar para un examen acumulativo como, por ejemplo, la prueba de unidad o la prueba de unidad.

Es una técnica que se utiliza para la comprensión y estudio profundo de los temas abordados a lo largo de la unidad. Para realizarla, se debe realizar inicialmente una lectura comprensiva y, se debe ir subrayando lo más importante.



<http://goo.gl/Z3h4jt>

Al destacar las partes más significativas del texto, la familiarización con los conceptos y el estudio va a ser un proceso más eficiente y sencillo de realizar.

Se recomienda utilizar diferentes colores para el subrayado de los temas de la unidad. Por ejemplo, se podría subrayar los conceptos de color azul, las explicaciones de color amarillo, los ejercicios resueltos trascendentales de color verde, entre otros. La ventaja de utilizar diferentes colores es que ayuda al estudio, el cerebro entiende más rápidamente cuando tenemos varios colores.

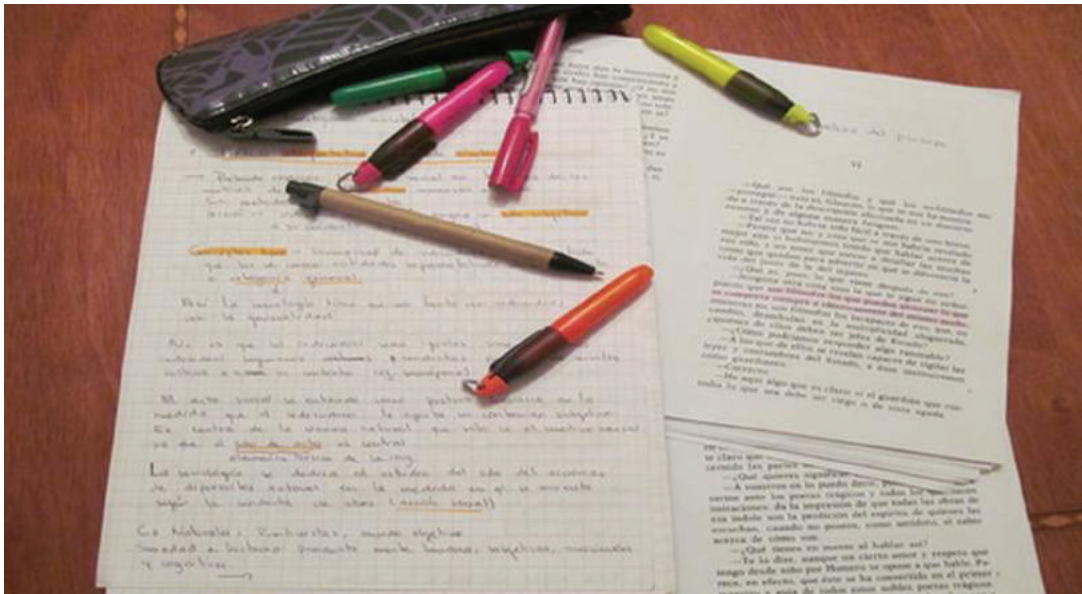


<http://goo.gl/zwzQTc>

Realizar tu propio resumen

En química, la parte teórica es una parte fundamental, los conceptos o los antecedentes son parte fundamental para la comprensión y ejecución de ejercicios. Además, sirve de sustento para futuros temas más complejos, la química es un tanto acumulativa, mientras mejor base se tenga, es mejor para el desarrollo comprensivo.

Es una técnica que trata de resumir lo más destacable de cada tema de la unidad, con tus propias palabras. Para realizar un resumen apropiado, éste, debe tener menor extensión que las páginas sin resumir inicialmente. Además, debe contener lo más destacable del contenido, sin dejar a un lado datos claves.



<http://goo.gl/I9nKSY>



<http://goo.gl/zyI5EK>

Se debe ir resumiendo a mano con esfero o lápiz en hojas, o a computadora. Depende de cada persona el hecho de hacer su resumen a su estilo. Lo recomendable es hacerlo de la manera que gustes, con colores, a lápiz o con diferentes colores, el objetivo es realizar un trabajo en el que estés satisfecho de tu resumen, y, sobre todo, que recuerdes a partir de tus propios rasgos lo más importante de la información.

1 Modelo atómico

CONTENIDOS:

1. Modelo atómico	16. Teoría de Bohr
1.1. El átomo	17. Modelo de Sommerfeld
1.2. Teoría atómica	18. Números cuánticos
1.3. El modelo planetario de Bohr	19. Distribución electrónica
1.4. Modelo mecánico-cuántico de la materia	
1.5. Teoría de Planck	

Noticia:
El papel de los elementos químicos
 Gracias a los elementos químicos, existen varios avances en las ciencias y la tecnología, además están presentes en nuestro cuerpo para garantizar la salud y existencia. En una era de modernidad y grandes descubrimientos, estos elementos permiten que el mundo funcione y evolucione cada vez más.
Eicuelapedia.com

Web:
Evidencia del origen común de los elementos
 Actualmente, las ciencias han permitido encontrar algunas respuestas a diferentes interrogantes. Gracias a la astrofísica y a la cosmología se ha podido analizar meteoritos, planetas y luz de estrellas. De estos estudios se ha evidenciado que están formados por elementos químicos iguales a los de la superficie terrestre.
http://goo.gl/2eU1b

Película:
Alquimia, magia o ciencia
 Hace casi 2 000 años un grupo enigmático de personas denominadas alquimistas arriesgaron su vida intentando fabricar oro en rudimentarios talleres. El documental explica el concepto y orígenes de la alquimia como un arte para alcanzar la perfección, la sabiduría divina y el secreto de la inmortalidad.
https://goo.gl/bC0Zcn

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia anterior y **responde**:
 —¿Crees que tenemos semejanzas los seres humanos con los seres inertes?
2. **Lee** con atención el artículo: «Evidencia del origen común de los elementos» y **contesta**:
 —¿Qué estudia la astrofísica y la cosmología?
3. **Observa** el documental «Alquimia, magia o ciencia» y **responde**:
 —¿Qué significa la palabra alquimia y dónde tiene su origen?

Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas
- Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.
- Exposición de en contexto
- Pueden pasar alumnos a exponer lo que leyeron o aprendieron de la noticia, web o zona wifi.

Solucionario

- En composición química probablemente tengamos semejanzas, pero considero que en ningún otro aspecto nos asemejamos.
- La astrofísica y la cosmoquímica según el texto leído, estudian la ciencia de la astronomía la astrofísica orientada a la física y la otra orientada a la química.
- La palabra alquimia significa el estudio de los enigmas de la química y de la vida. Sus orígenes datan hace unos 2000 años.

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas
- Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.
- Exposición de en contexto
- Pueden pasar alumnos a exponer lo que leyeron o aprendieron de la noticia, web o zona wifi.

Solucionario

Unidad 1 – Modelo Atómico

En grupo:

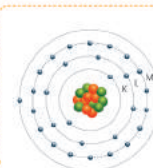
1.

Elemento	Símbolo	A	Z	N
Flúor	F	19	9	10
Sodio	Na	23	11	12
Mercurio	Hg	200	80	120
Francio	Fr	223	87	136
Argón	Ar	40	18	22

1.1.

- Los electrones giran en órbitas circulares de energía alrededor del núcleo sin irradiar o absorber energía.
- Cada electrón tiene únicas órbitas posibles.
- El electrón emite energía cuando pasa a una órbita menor.

1.2. La distribución de los electrones en los diferentes niveles de energía.



Modelo planetario de Bohr

1.3. El modelo planetario de Bohr

En 1913, el físico danés Niels Bohr propuso un nuevo modelo atómico. Para Bohr, los electrones giraban en torno al núcleo en órbitas circulares de radios definidos, pero no en todas las órbitas, pues para él existían órbitas permitidas y otras prohibidas.

En cada una de estas órbitas solo puede haber un número dado de electrones, con una energía determinada. Para que un electrón cambie de órbita, es necesario modificar su energía en una cantidad determinada.

El parecido del modelo con los modelos planetarios, y el hecho de que interpretara ciertos sucesos experimentales, que por entonces carecían de explicación, hicieron que tuviera un éxito inmediato.

Hacia 1925, nuevos avances, tanto experimentales como teóricos, obligaron a proponer un nuevo modelo: el modelo atómico de orbitales. A partir de los trabajos de científicos como Max Planck, Louis De Broglie, Werner Heisenberg, Erwin Schrödinger y otros, se ha establecido el modelo atómico actual.

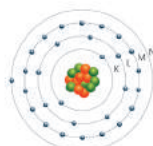
En este modelo, los electrones no describen órbitas definidas en torno al núcleo, como había supuesto Rutherford, sino que se encuentran distribuidos ocupando orbitales.

Este modelo es acertado a nivel atómico y molecular (moléculas, átomos y partículas subatómicas).

TIP
https://es.wikipedia.org/wiki/Niels_Bohr Gran-
 des genios de la humanidad: El átomo,
 John Dalton y Niels Bohr.

1. **Escribe** los tres postulados que propuso Niels Bohr en el nuevo modelo atómico.
2. **Contesta** ¿qué describe la estructura electrónica de un átomo?
3. **Analiza** el siguiente postulado:
 «Cuando un electrón pasa de una órbita externa a una más interna, la diferencia de energía entre ambas órbitas se emite en forma de radiación electromagnética».
4. **Contesta** ¿cuál es la diferencia entre estado fundamental de un estado excitado?
5. **Contesta** verdadero o falso al siguiente postulado, y **argumenta** tu respuesta:
 - Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias emitiendo energía.

Actividades



Modelo planetario de Bohr

1.3. El modelo planetario de Bohr

En 1913, el físico danés Niels Bohr propuso un nuevo modelo atómico. Para Bohr, los electrones giraban en torno al núcleo en órbitas circulares de radios definidos, pero no en todas las órbitas, pues para él existían órbitas permitidas y otras prohibidas.

En cada una de estas órbitas solo puede haber un número dado de electrones, con una energía determinada. Para que un electrón cambie de órbita, es necesario modificar su energía en una cantidad determinada.

El parecido del modelo con los modelos planetarios, y el hecho de que interpretara ciertos sucesos experimentales, que por entonces carecían de explicación, hicieron que tuviera un éxito inmediato.

Hacia 1925, nuevos avances, tanto experimentales como teóricos, obligaron a proponer un nuevo modelo: el modelo atómico de orbitales. A partir de los trabajos de científicos como Max Planck, Louis De Broglie, Werner Heisenberg, Erwin Schrödinger y otros, se ha establecido el modelo atómico actual.

En este modelo, los electrones no describen órbitas definidas en torno al núcleo, como había supuesto Rutherford, sino que se encuentran distribuidos ocupando orbitales.

Este modelo es acertado a nivel atómico y molecular (moléculas, átomos y partículas subatómicas).



Reflexiona sobre el funcionamiento de los átomos, John Dalton y Niels Bohr.

1. **Escribe** los tres postulados que propuso Niels Bohr en el nuevo modelo atómico.
2. **Contesta** ¿qué describe la estructura electrónica de un átomo?
3. **Analiza** el siguiente postulado:
— «Cuando un electrón pasa de una órbita externa a una más interna, la diferencia de energía entre ambas órbitas se emite en forma de radiación electromagnética».
4. **Contesta** ¿cuál es la diferencia entre estado fundamental de un estado excitado?
5. **Contesta** verdadero o falso al siguiente postulado, y **argumenta** tu respuesta:
— Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias emitiendo energía.

Actividades

Solucionario

1.3. Respuesta abierta.

1.4. El estado fundamental es cuando gira en niveles definidos sin emitir ni absorber energía. El estado excitado es cuando pasa a un nivel superior absorbiendo energía.

1.5. Falso. Los electrones emiten energía únicamente cuando pasan a niveles inferiores. 1.6.

- a. Los rayos gamma son utilizados para la detección de enfermedades, para la preservación de comida y en la telecomunicación.
- b. La luz visible nos permite observar los colores, así como a las plantas realizar la fotosíntesis.
- c. Los rayos x se usan en la medicina para realizar radiografías, para la detección de fallos en metales soldados, en la cristalografía y en telescopios.
- d. Las microondas tienen aplicabilidad en las telecomunicaciones y en los hornos microondas, así como en los radares y en los satélites.
- e. Los rayos UVA son emitidos por el sol, pero son además utilizados en las cámaras de bronceado artificial y se usan en fototerapia.
- f. La principal aplicación de las ondas de radio es en la comunicación, aunque también es usado con fines terapéuticos.

1.6.

RA

Solucionario

1.7. Rutherford señala que son órbitas estacionarias como en un sistema solar. Bohr indica que tienen niveles de energía.

1.8. No, debido a que en el modelo atómico no se toma en cuenta una única posición, es decir tenía limitaciones ese modelo.

1.9. 3 subniveles. 2s tiene 3 electrones y 2p tiene 6.

1.10.

a. Carbono

Protones: 6

Neutrones: 6

Electrones: 6

b. Potasio

Protones: 19

Neutrones: 20

Electrones: 19

c. Hierro

Protones: 26

Neutrones: 30

Electrones: 26

d. Mercurio

Protones: 80

Neutrones: 120

Electrones: 80

En grupo:

2.

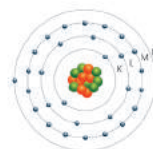
Sodio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Helio: $1s^2$

Cloro: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Calcio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2$

Neón: $1s^2 2s^2 2p^6$



Modelo planetario de Bohr

1.3. El modelo planetario de Bohr

En 1913, el físico danés Niels Bohr propuso un nuevo modelo atómico. Para Bohr, los electrones giraban en torno al núcleo en órbitas circulares de radios definidos, pero no en todas las órbitas, pues para él existían órbitas permitidas y otras prohibidas.

En cada una de estas órbitas solo puede haber un número dado de electrones, con una energía determinada. Para que un electrón cambie de órbita, es necesario modificar su energía en una cantidad determinada.

El parecido del modelo con los modelos planetarios, y el hecho de que interpretara ciertos sucesos experimentales, que por entonces carecían de explicación, hicieron que tuviera un éxito inmediato.

Hacia 1925, nuevos avances, tanto experimentales como teóricos, obligaron a proponer un nuevo modelo: el modelo atómico de orbitales. A partir de los trabajos de científicos como Max Planck, Louis De Broglie, Werner Heisenberg, Erwin Schrödinger y otros, se ha establecido el modelo atómico actual.

En este modelo, los electrones no describen órbitas definidas en torno al núcleo, como había supuesto Rutherford, sino que se encuentran distribuidos ocupando orbitales.

Este modelo es acertado a nivel atómico y molecular (moléculas, átomos y partículas subatómicas).

TL
https://www.youtube.com/watch?v=VW5Gk... Gran descubrimiento de la humanidad: el átomo, John Dalton y Niels Bohr

1. **Escribe** los tres postulados que propuso Niels Bohr en el nuevo modelo atómico.
2. **Contesta** ¿qué describe la estructura electrónica de un átomo?
3. **Analiza** el siguiente postulado:
— «Cuando un electrón pasa de una órbita externa a una más interna, la diferencia de energía entre ambas órbitas se emite en forma de radiación electromagnética».
4. **Contesta** ¿cuál es la diferencia entre estado fundamental de un estado excitado?
5. **Contesta** verdadero o falso al siguiente postulado, y **argumenta** tu respuesta:
— Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias emitiendo energía.

Actividades

Experimento

TEMA:
Materiales más utilizados en el laboratorio de Química.

INVESTIGAMOS:
El uso de los materiales básicos del laboratorio.

OBJETIVO:
Identificar algunos de los materiales básicos en el laboratorio y relacionar sus nombres con el uso.

MATERIALES:

- probetas
- gradillas
- tubos de ensayo
- mechero bunsen
- matraz de destilación
- mortero
- caja petri
- tripode
- malla de asbesto
- embudo
- mechero de alcohol
- vaso de precipitación
- bureta
- agitador
- soporte universal
- pipeta graduada
- balanza

PROCESOS:

- **Observa** los diferentes materiales y describe de qué material están hechos y para qué se utilizan.
- **Grafica** los siguientes materiales e **identifica** si son utilizados para medir el volumen (variable o exacto), la masa o la temperatura. Además conocer, si resisten elevadas temperaturas: Matraz Erlenmeyer, probeta, embudo, pipeta, malla de asbesto y vidrio reloj.

CUESTIONES:

- **Escribe** el uso de los siguientes materiales: tubos de ensayo, gradilla, mortero, caja petri, probeta, vaso de precipitación.
- **Contesta:**
 - a. ¿Cuál es la diferencia entre la pipeta aforada y la graduada?
 - b. ¿Cuál es la diferencia entre mechero bunsen y mechero de alcohol?
 - c. ¿Para qué se utiliza la nuez doble?

Tema

Materiales más utilizados en el laboratorio de Química.

Planteamiento del problema

En esta práctica de laboratorio se trata de identificar cuáles son los materiales básicos más utilizados en el laboratorio de Química y relacionar sus nombres con su uso.

Formulación de la hipótesis

Los materiales de laboratorio tienen un uso específico en función de los reactivos empleados y de los volúmenes empleados.

Experimentación

1. Observa los diferentes materiales y describe de qué material están hechos y para qué se utilizan.
2. Grafica los siguientes materiales e identifica si son utilizados para medir el volumen (variable o exacto), la masa o la temperatura. Además conocer, si resisten elevadas temperaturas: Matraz Erlenmeyer, probeta, embudo, pipeta, malla de asbesto y vidrio reloj.

Comprobación de la hipótesis

En base al experimento realizado se comprobó la hipótesis planteada ya que efectivamente el material empleado depende de las cantidades de reactivos requeridas y de la naturaleza de los mismos.

Conclusiones

La pipeta aforada se utiliza para medir un determinado volumen, mientras que la pipeta graduada se emplea para medir diferentes volúmenes.

A pesar de que tanto el mechero de bunsen como el de alcohol son mecheros, el primero se utiliza con gas mientras que el segundo emplea alcohol.

La nuez doble sirve para sujetar material de vidrio.

Orientación didáctica

- En esta carilla se observan todos los conceptos vistos a lo largo de la unidad

Actividades complementarias

- Dinámica de resumen

Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito o en forma de mapa conceptual o en forma de esquema. Proponer que los estudiantes realicen una votación de cuál fue el mejor resumen.

- Folio giratorio

El docente o un estudiante puede leer el resumen mientras todos hacen acotaciones de los temas, para realizar en forma de repaso teórico de lo abordado en clase.

- Mapa conceptual

Realizar un mapa conceptual acerca de los compuestos aromáticos y sus usos.

1 Resumen

1. El átomo
2. Teoría atómica
3. Modelos atómicos

Todo lo que ocupa espacio y tienen masa, se conoce como **materia**. Se postuló que toda la materia estaba formada por partículas llamadas **átomos**. El átomo es la partícula más pequeña e indivisible que se encuentra en la materia.

El átomo está formado por **núcleo** y **corteza**. Dentro del **núcleo** están los protones y neutrones, y en la corteza se encuentran los electrones.

Varias teorías del modelo atómico se postularon:

1. **Teoría de Dalton:** La materia está formada por pequeñas partículas llamadas átomos. Un elemento tiene sus átomos iguales, es decir, los otros elementos se distinguen por la masa. La unión de diferentes átomos forman un compuesto.
2. **Teoría de Thomson:** Su modelo propuso que al desprendirse los electrones de los átomos, forman rayos catódicos, es decir, el átomo era una estructura esférica en la que las cargas positivas y negativas se encontraban distribuidas.
 - a. A partir de esto, se descubrió el electrón y al protón.
3. **Teoría de Rutherford:** Dedujo que dentro del átomo, en el centro hay un corpúsculo llamado **núcleo**, en la que se encuentran la mayor parte de la masa y donde están las partículas de carga positiva llamadas **protones**. Él intuyó la presencia de neutrones en el núcleo y también determinó la carga nuclear positiva de diferentes elementos, en donde aparecieron los conceptos de:
 - **Número másico (A):** La suma de protones y neutrones que lo forman.
 - **Número atómico (Z):** Cada elemento tienen uno y representa el número de protones.
 - **Neutrones (N):** Es la diferencia entre A y Z.
 - **Isótopo:** Es un elemento que tiene mismo número atómico (Z) pero diferente número másico (A).
4. **Teoría de Bohr:** Propuso que los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares de radios definidos, es decir hay órbitas permitidas y órbitas prohibidas. Esto dependía del nivel en el que estaban.

El nivel estaba determinado en una región en torno al núcleo donde la probabilidad de encontrar el electrón con energía es grande, a esto se conoce como **orbital**. Cada nivel representa un **número cuántico**, de donde obtenemos:

- n : número cuántico principal.
- l : número cuántico orbital.
- m_l : número cuántico magnético.
- m_s : número cuántico del spin.

Cada elemento tiene determinadas formas en cuanto a distribución de electrones en sus orbitales, de aquí surge la **configuración electrónica**. La cual establece un ordenamiento específico y único para cada elemento.

ZONA

¿CÓMO?



Piedra filosofal.

A la química anteriormente se la conocía como alquimia, y aquellos que se ocupaban de su estudio eran conocidos como alquimistas. Los alquimistas se dedicaron a buscar el elixir de la inmortalidad, y esto prácticamente se resumía en la búsqueda de la piedra filosofal, considerada como la única sustancia capaz de conseguir la transmutación, la panacea universal y la inmortalidad. La ciencia más adelantada afirmaba que al poner esta sustancia sobre un metal inerte como el hierro, mediante el proceso de fusión, este sería transformado en oro.

Los alquimistas creían que la verdadera piedra filosofal era roja y poseía tres virtudes:

EFECTOS BENEFICIOSOS

Los rayos infrarrojos (IR) se encuentran en el espectro electromagnético entre los 750 y los 15 000 nanómetros (nm).

La tecnología de los rayos infrarrojos se utiliza en terapia física para aprovechar los efectos fisiológicos del calor superficial sobre los tejidos humanos, lo que ayuda al tratamiento de diversas afecciones de la salud. Este tiempo se recomienda para tratar casos de:

- espasmo muscular
- artritis
- osteoartritis
- cervicobraquialgias
- lumbociáticas
- enfermedad arterial periférica
- congestión de la circulación sanguínea y linfática
- tendinitis
- celulitis
- equimosis

Información: Terapia física.com (adaptación). Extraído el 26 de octubre de 2015 desde la página web: <http://tpa.gi/3KcWj>



¿NO USA?

tecnología en radioterapia utilizaría energía ionizante para tratar el cáncer. Esta radiación se usa para combatir las células tumorales: actúa de manera directa en el tumor, eliminando las células dañadas, evitando así que crezcan y se reproduzcan.



39

Orientación didáctica

- Observar las aplicaciones más actuales de los temas abordados en la unidad. Se busca generar interés del estudiante por la ciencia. Cuando una persona tiene algo más visual puede darse cuenta de si le gusta o no. Incluso el si yo fuera, puede guiar al estudiante hacia una carrera definida.

Actividades complementarias

- Trabajo escrito

El estudiante deberá realizar un resumen de la noticia que quiera de la zona wifi y exponer a la clase.
- Dinámica de socialización

El docente puede leer las noticias y de manera ordenada, se pueden ir discutiendo temas relacionados al tema leído.

Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.

Actividades complementarias

1. Trabajo en grupo o trabajo en casa

Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

- Actividad en grupo

Formar grupos para la resolución de ejercicios de esta sección. El intercambio de ideas y de criterios fortalecerá los conocimientos y la manera de ejecutarlos en los ejercicios.

- Ejercicios adicionales

Cada estudiante deberá proponer un ejercicio con la respectiva resolución. El docente deberá elegir las mejores preguntas y a final de esta sección podría exponer las preguntas con las respectivas soluciones.

Para finalizar

1. **Escribe** los valores de los cuatro números cuánticos para los electrones de los elementos:
 - a. Berilio
 - b. Nitrógeno
2. Si un electrón tiene un número cuántico $l = 3$.
 - a. **Razona** qué orbital le corresponde.
 - b. **Determina** los valores de m_l que puede tener.
3. **Indica** las configuraciones electrónicas que no son posibles.
 - a. $1s^2 2s^2 2p^8$
 - c. $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$
 - b. $1s^2 2s^2$
 - d. $1s^2 2p^7$
4. **Busca** en Internet información sobre Ni. Bohr.
 - a. ¿Qué trabajo científico le hizo acreedor al Premio Nobel de Física?
 - b. ¿Cuáles fueron sus contribuciones más importantes a la ciencia?
 - c. Un elemento químico ha recibido su nombre. ¿De qué elemento se trata? **Escribe** su símbolo y su número atómico.
5. **Señala** las características del modelo atómico de:
 - a. Rutherford.
 - b. Bohr.
6. **Indica** dónde se encuentran los electrones en los distintos modelos atómicos.
7. ¿Cuál es el número máximo de electrones que admite el nivel energético 2? ¿Y el subnivel d ?
8. **Escribe** la configuración electrónica de:
 - a. Bromo
 - b. Cloro
 - c. Titanio
9. **Señala** las diferencias entre los modelos atómicos de Thomson, Rutherford y Bohr.
10. **Relaciona** cada una de las siguientes innovaciones con un modelo atómico.
 - a. Existencia del núcleo atómico y separación de las cargas positivas y negativas en el átomo.
 - b. Existencia de niveles de energía para los electrones.
 - c. Existencia de los electrones.
11. **Razona** si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.
 - a. En el modelo de Thomson los protones están distribuidos por todo el átomo.
 - b. Los protones y los electrones tienen posiciones fijas en el átomo.

Para finalizar

1. **Escribe** los valores de los cuatro números cuánticos para los electrones de los elementos:
 - a. Berilio
 - b. Nitrógeno
2. Si un electrón tiene un número cuántico $l = 3$.
 - a. **Razona** qué orbital le corresponde.
 - b. **Determina** los valores de m_l que puede tener.
3. **Indica** las configuraciones electrónicas que no son posibles.
 - a. $1s^2 2s^2 2p^6$
 - b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
 - c. $1s^2 2s^2$
 - d. $1s^2 2p^2$
4. **Busca** en Internet información sobre N. Bohr.
 - a. ¿Qué trabajo científico le hizo acreedor al Premio Nobel de Física?
 - b. ¿Cuáles fueron sus contribuciones más importantes a la ciencia?
 - c. Un elemento químico ha recibido su nombre. ¿De qué elemento se trata? **Escribe** su símbolo y su número atómico.
5. **Señala** las características del modelo atómico de:
 - a. Rutherford.
 - b. Bohr.
6. **Indica** dónde se encuentran los electrones en los distintos modelos atómicos.
7. ¿Cuál es el número máximo de electrones que admite el nivel energético 2? ¿Y el subnivel d ?
8. **Escribe** la configuración electrónica de:
 - a. Bromo
 - b. Cloro
 - c. Titanio
9. **Señala** las diferencias entre los modelos atómicos de Thomson, Rutherford y Bohr.
10. **Relaciona** cada una de las siguientes innovaciones con un modelo atómico.
 - a. Existencia del núcleo atómico y separación de las cargas positivas y negativas en el átomo.
 - b. Existencia de niveles de energía para los electrones.
 - c. Existencia de los electrones.
11. **Razona** si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.
 - a. En el modelo de Thomson los protones están distribuidos por todo el átomo.
 - b. Los protones y los electrones tienen posiciones fijas en el átomo.

Orientación didáctica

A través de este ejercicio se pretende plantear y diferenciar los números cuánticos. A través de la realización del ejercicio del berilio y del nitrógeno, los conceptos se van a consolidar. Se sugiere se realice ejercicios similares.

Solucionario

1. a. Berilio

$n=1$	$n=1$	$n=2$	$n=2$
$l=0$	$l=0$	$l=0$	$l=0$
$m=0$	$m=0$	$m=0$	$m=0$
$s = \frac{1}{2}$	$s = -\frac{1}{2}$	$s = \frac{1}{2}$	$s = -\frac{1}{2}$

b. Nitrógeno

$n=1$	$n=1$	$n=2$	$n=2$	$n=2$	$n=1$	$n=1$
$l=0$	$l=0$	$l=0$	$l=0$	$l=1$	$l=0$	$l=1$
$m=0$	$m=0$	$m=0$	$m=0$	$m=-1$	$m=0$	$m=0$
$s = \frac{1}{2}$	$s = -\frac{1}{2}$	$s = \frac{1}{2}$	$s = -\frac{1}{2}$	$s = \frac{1}{2}$	$s = -\frac{1}{2}$	$s = \frac{1}{2}$

Solucionario

2. a. orbital f b. ml puede ser -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3
3. b, c, d
4. a. La investigación de la estructura de los átomos y de la radiación que emiten.
- b. Ayudó a la comprensión de la estructura del átomo y de la mecánica cuántica.
- c. Bohrium. Bh. 107.
5. • Rutherford: El átomo es como un sistema planetario en el centro del cual se encuentra el núcleo con carga positiva.
- Bohr: Es un modelo planetario en el cual los electrones giran en determinados niveles de energía.
6. Dalton: No considera la existencia de electrones.
Thompson: Incrustados en una masa con carga positiva.
Rutherford y Bohr: En órbitas alrededor del núcleo.
7. nivel energético 2: 8 electrones. Subnivel d: 10 electrones.
8. a. Bromo: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
b. Cloro: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
c. Titanio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
9. Thomson considera que los electrones están incrustados en una masa con carga positiva. Rutherford y Bohr indican que se encuentran girando en órbitas alrededor del núcleo. Bohr señala que los electrones giran en niveles definidos.
10. a. Teoría de Rutherford.
b. Modelo de Bohr.
c. Teoría de Thomson.
11. a. Falso b. Falso c. Falso d. Verdadero
e. Verdadero f. Falso
12. s, p, d
13. 32 electrones
14. a. Nitrógeno: $1s^2 2s^2 2p^3$
b. Estroncio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$
c. Cloro: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ d. Magnesio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
e. Fósforo: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ f. Berilio: $1s^2 2s^2$
g. Calcio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
15. Bohr habla de órbitas circulares alrededor del núcleo y que los electrones se pueden encontrar en un lugar definido, mientras que el modelo mecánico cuántico habla de orbitales que son espacios en distintas formas donde se puede encontrar un electrón.
16. Rayos gamma: detectar enfermedades, preservar comida.
Ondas de radio: comunicación, terapia.
Rayos UVA: broncear, fototerapia.

- c. Los radios del núcleo y del átomo son prácticamente iguales.
- d. Los electrones son totalmente libres en su movimiento.
- e. La energía de un nivel depende del número de electrones que orbita.
- f. La energía de un nivel es mayor cuanto más cerca está del núcleo.
12. ¿Cómo se denominan los orbitales del tercer nivel?
13. ¿Cuántos electrones caben en el nivel 4?
14. Determina la configuración electrónica de los siguientes elementos:
a. Nitrógeno ($Z = 7$)
b. Estroncio ($Z = 38$)
c. Cloro ($Z = 17$)
d. Magnesio ($Z = 12$)
e. Fósforo ($Z = 15$)
f. Berilio ($Z = 4$)
g. Calcio ($Z = 20$)
15. Señala la afirmación que existe entre el modelo planetario de Bohr y el modelo mecánico cuántico de la materia.
16. Escribe dos aplicaciones de los rayos Gamma, ondas de radio y rayos UVA.
17. Dibuja un átomo con sus niveles y subniveles de energía y el número de electrones de cada uno.
18. Indica cómo se representa el número cuántico principal, número cuántico secundario y el número cuántico magnético.
19. Indica la secuencia para llenar los orbitales de acuerdo al diagrama de Moeller.
20. Consta ¿cuál es la característica principal de la configuración electrónica?
21. Calcula el número de protones, neutrones y electrones en los siguientes isótopos atómicos:
a. Plutonio
b. Cobalto
c. Cadmio
d. Neón

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y autoevalúate en tu cuaderno:

- Trabajo personal
¿Cómo me fue en esta actividad? ¿La aprendí bien? ¿Se me ocurrieron otras formas de trabajar?
- Trabajo en equipo
¿Me ayudó a comprender mejor? ¿Me ayudó a aprender mejor?
- Escribe la opinión de tu familia.
- Pide a tu profesor sugerencias para mejorar y escribelas.

<p>c. Los radios del núcleo y del átomo son prácticamente iguales.</p> <p>d. Los electrones son totalmente libres en su movimiento.</p> <p>e. La energía de un nivel depende del número de electrones que admite.</p> <p>f. La energía de un nivel es mayor cuanto más cerca está del núcleo.</p>	<p>16. Escribe dos aplicaciones de los rayos Gamma, ondas de radio y rayos UV.</p>
<p>12. ¿Cómo se determinan los orbitales del tercer nivel?</p>	<p>17. Dibuja un átomo con sus niveles y subniveles de energía y el número de electrones de cada uno.</p>
<p>13. ¿Cuántos electrones caben en el nivel 4?</p>	<p>18. Indica cómo se representa el número cuántico principal, número cuántico secundario y el número cuántico magnético.</p>
<p>14. Determina la configuración electrónica de los siguientes elementos:</p> <p>a. Nitrógeno ($Z = 7$)</p> <p>b. Estroncio ($Z = 38$)</p> <p>c. Cloro ($Z = 17$)</p> <p>d. Magnesio ($Z = 12$)</p> <p>e. Fósforo ($Z = 15$)</p> <p>f. Berilio ($Z = 4$)</p> <p>g. Calcio ($Z = 20$)</p>	<p>19. Indica la secuencia para llenar los orbitales de acuerdo al diagrama de Moeller.</p>
<p>15. Señala la diferencia que existe entre el modelo planetario de Bohr y el modelo mecánico cuántico de la materia.</p>	<p>20. Contesta ¿cuál es la característica principal de la configuración electrónica?</p>
<p>21. Calcula el número de protones, neutrones y electrones en los siguientes átomos:</p> <p>a. Paladio</p> <p>b. Cobalto</p> <p>c. Cadmio</p> <p>d. Neón</p>	

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

<p>• Trabajo personal</p> <p>¿Comparto con mis compañeros mis ideas?</p> <p>¿Escucho a los demás?</p> <p>¿Cuido mi tiempo?</p>	<p>• Trabajo en equipo</p> <p>¿Ayudo a los demás?</p> <p>¿Respeto las opiniones de los demás?</p>
--	---

• **Escribe** la opinión de tu familia.

• **Pide** a tu profesor sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

Solucionario

17.

R. A.

18.

Número cuántico principal: n , Número cuántico secundario: l , Número cuántico magnético: m_l .

19.

R. A.

20.

Los electrones están ubicados según el nivel de energía en el que se encuentren.

21.

a. Paladio:

Protones: 46

Neutrones: 60

Electrones: 46

b. Cobalto:

Protones: 27

Neutrones: 32

Electrones: 27

c. Cadmio:

Protones: 48

Neutrones: 64

Electrones: 48

d. Neón:

Protones: 10

Neutrones: 10

Electrones: 10

Los átomos y la tabla periódica

Experimento

TEMA: Materiales y sus propiedades en el laboratorio de Química.

OBJETIVOS: El uso de las propiedades físicas de los materiales.

OBJETIVO: Identificar algunas de las propiedades físicas de los materiales y reconocer su nombre común.

INDICADORES: Identificar algunas de las propiedades físicas de los materiales y reconocer su nombre común.

PROCESO: Observar cuidadosamente los materiales y saber cómo se comportan. Hacerlos y observarlos.

CONTENIDOS:

- Propiedades físicas de los materiales: punto de fusión, punto de ebullición, densidad, etc.
- Identificación de los materiales: hierro, aluminio, cobre, etc.

ZONA

TEMA: Materiales y sus propiedades en el laboratorio de Química.

OBJETIVOS: El uso de las propiedades físicas de los materiales.

OBJETIVO: Identificar algunas de las propiedades físicas de los materiales y reconocer su nombre común.

INDICADORES: Identificar algunas de las propiedades físicas de los materiales y reconocer su nombre común.

PROCESO: Observar cuidadosamente los materiales y saber cómo se comportan. Hacerlos y observarlos.

CONTENIDOS:

- Propiedades físicas de los materiales: punto de fusión, punto de ebullición, densidad, etc.
- Identificación de los materiales: hierro, aluminio, cobre, etc.

¿Cómo Amamos los computadores?

Los dispositivos de almacenamiento de datos son esenciales para el funcionamiento de los computadores. Los dispositivos de almacenamiento de datos se clasifican en dispositivos de almacenamiento primario y dispositivos de almacenamiento secundario.

Tipos de dispositivos de almacenamiento:

- Dispositivos de almacenamiento primario: RAM, ROM.
- Dispositivos de almacenamiento secundario: discos duros, SSD, unidades de cinta, etc.

Procesos característicos de los elementos

Observar las propiedades de los elementos químicos (Cl, Br, I) en el laboratorio de Química.

Tabla de Elementos:

Cl	Br	I
Cl	Br	I
Cl	Br	I

Actividad: Identificar los elementos químicos Cl, Br, I en el laboratorio de Química.

EN GRUPO

Identifiquen cuál de estos ejemplos son sustancias:

- Sol de mesa
- Leche
- Polvo de hornear
- Agua

Teoría atómica

El átomo está formado por un núcleo central, rodeado por electrones que se mueven en orbitales.

Modelos atómicos:

- Modelo de Dalton: El átomo es una esfera rígida.
- Modelo de Thomson: El átomo es una esfera cargada positivamente con electrones incrustados.
- Modelo de Rutherford: El átomo tiene un núcleo central con protones y neutrones, rodeado por electrones.
- Modelo de Bohr: El átomo tiene un núcleo central con protones y neutrones, rodeado por electrones en niveles de energía.

1.2. Teoría atómica

El átomo está formado por un núcleo central, rodeado por electrones que se mueven en orbitales.

Modelos atómicos:

- Modelo de Dalton: El átomo es una esfera rígida.
- Modelo de Thomson: El átomo es una esfera cargada positivamente con electrones incrustados.
- Modelo de Rutherford: El átomo tiene un núcleo central con protones y neutrones, rodeado por electrones.
- Modelo de Bohr: El átomo tiene un núcleo central con protones y neutrones, rodeado por electrones en niveles de energía.

Medicinas y semiconductores

Las medicinas y semiconductores son materiales esenciales en el laboratorio de Química.

Actividad: Identificar las propiedades de los materiales en el laboratorio de Química.

UNIDAD 2

2 Los átomos y la tabla periódica

CONTENIDOS:

- 2. Tabla periódica
- 2.1. Tipos de elementos
- 2.2. Propiedades físicas y químicas de los metales
- 2.3. Propiedades físicas y químicas de los no metales
- 2.4. Elementos de transición
- 2.5. Elementos de transición interna o tierras raras
- 2.6. Propiedades periódicas
- 2.7. Energía de ionización y afinidad electrónica
- 2.8. Electronegatividad y carácter metálico

EN CONTEXTO:

1. Lee lo siguiente con atención y responde:
 - a. ¿Son dignos para formar los sustancia puros?
 - b. ¿Los elementos puros de los metales son buenos conductores eléctricos?
2. Lee con atención y responde:
 - a. ¿Qué es un elemento químico?
 - b. ¿Qué es un compuesto químico?
 - c. ¿Qué es un elemento químico?
 - d. ¿Qué es un compuesto químico?
3. ¿Qué es un elemento químico? ¿Qué es un compuesto químico? ¿Qué es un elemento químico? ¿Qué es un compuesto químico?

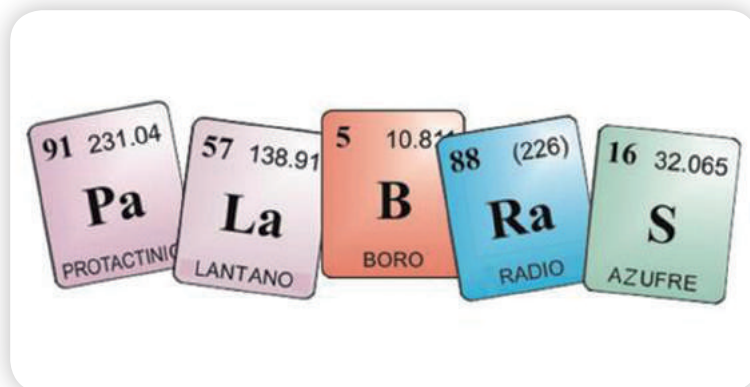
Bloques curriculares	Contenidos
El mundo de la química Ciencia en acción	2. Tabla periódica
	2.1. Tabla periódica
	2.2. Tipos de elementos
	2.3. Propiedades físicas y químicas de los metales
	2.4. Propiedades físicas y químicas de los no metales
	2.5. Elementos de transición
	2.6. Elementos de transición interna o tierras raras
	2.7. Propiedades periódicas
	2.8. Energía de ionización y afinidad electrónica
2.9. Electronegatividad y carácter metálico	

PLANIFICACIÓN MICROCURRICULAR				
Nombre de la institución				
Nombre del Docente				Fecha
Área	Ciencias Naturales	BGU	Primero	Año lectivo
Asignatura	Química		Tiempo	
Unidad didáctica	2 – Los átomos y la tabla periódica			
Objetivo de la unidad	<p>OG.CN.1. Desarrollar habilidades de pensamiento científico con el fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico; demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico.</p> <p>OG.CN.3. Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental.</p> <p>OG.CN.6. Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales.</p> <p>OG.CN.9. Comprender y valorar los saberes ancestrales y la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural, considerando la acción que estos ejercen en la vida personal y social.</p> <p>OG.CN.10. Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad.</p>			
Criterios de Evaluación	CE.CN.Q.5.3. Analiza la estructura electrónica de los átomos a partir de la posición en la tabla periódica, la variación periódica y sus propiedades físicas y químicas, por medio de experimentos sencillos.			

¿Qué van a aprender? DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO	¿Cómo van a aprender? ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE (Estrategias Metodológicas)	RECURSOS	¿Qué y cómo evaluar? EVALUACIÓN
			Indicadores de evaluación de la unidad
<p>CCN.Q.5.1.6. Relacionar la estructura electrónica de los átomos con la posición en la tabla periódica, para deducir las propiedades químicas de los elementos.</p> <p>CN.Q.5.1.7. Comprobar y experimentar con base en prácticas de laboratorio y revisiones bibliográficas la variación periódica de las propiedades físicas y químicas de los elementos químicos en dependencia de la estructura electrónica de sus átomos.</p>	<p>Se sugiere iniciar leyendo las noticias, web y películas del inicio de la unidad. Explicar la importancia de la tabla periódica, diferencias entre filas y columnas, ¿por qué la tabla periódica puede seguir expandiéndose? Introducir cómo está distribuida la tabla. Diferenciar a los elementos por sus características, propiedades físicas y químicas, ¿qué diferencia hay entre los metales y no metales? Apoyarse en los ejercicios en grupo del libro y en la sección para finalizar.</p> <p>Explicar los conceptos y las propiedades periódicas como la electronegatividad, afinidad electrónica, energía de ionización y carácter metálico y relacionarla con el orden de la tabla periódica. Enfatizar en el hecho que al familiarizarse con la tabla periódica, va a ayudar a la comprensión de la química en unidades posteriores.</p> <p>Crear grupos de trabajo que analicen la zona wifi y relacionen con lo aprendido.</p>	<p>Texto</p> <p>Cuadernos</p> <p>Videos</p> <p>Pizarra</p> <p>Materiales de laboratorio como balanza analítica o electrónica, espátula, pesa muestras, vasos de precipitación, pipeteadores, pipetas volumétricas o graduadas, agua destilada, picetas</p> <p>Mechero, pinza para crisol, matraz Erlenmeyer, azufre en polvo, ácido clorhídrico, papel universal.</p> <p>Mandil, gafas, guantes, calculadora y tabla periódica.</p>	<p>I.CN.Q.5.3.1. Analiza la estructura electrónica de los átomos a partir de la posición en la tabla periódica, la variación periódica y sus propiedades físicas y químicas, por medio de experimentos sencillos. (1.2.)</p>
*Adaptaciones curriculares			
Especificación de la necesidad educativa		Especificación de la adaptación a ser aplicada	

AMPLIACIÓN DE CONTENIDOS

Símbolos de los elementos químicos



<http://goo.gl/LnMlG8>

Los símbolos de los elementos químicos son la abreviatura de su nombre que nos permiten identificar elementos y compuestos, los elementos químicos están repartidos por la tabla periódica según su número atómico.

Los nombres de los elementos químicos parten de su nombre original en latín, griego e inglés, en algunos casos llevan el nombre de la persona que los descubrió. Para escribir un símbolo químico la primera letra debe estar en mayúscula y la segunda letra debe estar en minúscula.

Por ejemplo:

Marie Curie, fue una científica muy reconocida mundialmente por sus estudios de la reactividad. Ella descubrió varios elementos, uno de ellos el "Polonio" cuyo símbolo es el Po. Ella lo bautizó de esa manera porque era de nacionalidad Polaca. En el caso de las ecuaciones químicas se utilizan símbolos, en este caso acompañados de sufijos que indican el número de moles del elemento presentes en la molécula, en la tabla periódica los elementos se organizan por grupos y periodos y cada elemento está representado por su símbolo, es por esto que se debe conocer el nombre y la abreviatura de cada elemento.

Los elementos y sus símbolos están organizados de esta manera:

- Alcalinos
- Alcalinos- Térreos
- Metales de Transición
- Otros metales
- Metaloides
- No metales
- Halógenos
- Gases Nobles
- Lantánidos y Actínidos

Propiedades físicas y químicas del hierro

Un ejemplo de metal de transición es el hierro:

El hierro es un elemento químico con símbolo (Fe), su número atómico (z) 26 y peso atómico (m) 55.847. Es un metal que se encuentra en la naturaleza, específicamente la corteza terrestre, además, es el metal maleable más abundante con el 5% de su existencia en todo el planeta. Tiene 4 isotopos con masas de 55, 56, 57 y 58 gramos. Este metal también se lo puede encontrar en otros minerales como en las aguas freáticas y en la hemoglobina roja de la sangre.

Uno de los usos más importantes en la utilización del hierro es para la obtención de aceros estructurales: también producen grandes cantidades de hierro fundido y de hierro forjado. Sin embargo, el hierro también puede tener otro tipo de usos como en la fabricación de imanes, tintes etc.

En la mayor parte de los compuestos de hierro están presentes en el ion ferroso, ion férrico.

Uno de los aspectos más importantes del hierro en la química es el arreglo de los compuestos con enlaces al carbono. A pesar de que es un metal muy importante para la formación de distintos compuestos que ayudan al desarrollo de las industrias, puede traer consigo diferentes problemas de salud en las personas como: conjuntivitis, rinitis y coriorrenitis.



Las tablas periódicas y libros de química de todo el mundo quedaron desactualizadas cuando en el 2016 la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) confirmó la existencia de cuatro nuevos elementos sintetizados por el hombre.

Todos los elementos formados pertenecen a la familia de los transactínidos (elementos de carácter superpesados), son de un elevadísimo peso atómico y poseen tiempos de vida útil cercanos a un segundo, lo cual dificulta el estudio de los mismos. Sin embargo, con estos hallazgos la comunidad química se asombra ante el constante avance de su tan amada área de estudio.

Cosas que no sabías de la química

1. Un nombre químico correcto para el agua es monóxido de hidrógeno.
2. Si pudieras colocar un vaso de agua en el espacio, herviría de inmediato y después se volverían cristales de hielo.
3. Si condensas el oxígeno en forma líquida o sólida, tendría un color azul.
4. La única letra que no aparece en la tabla periódica es la J.
5. La sustancia más dura en tu cuerpo es el esmalte dental.



<https://goo.gl/P34fcl>

6. En realidad, la nieve no es blanca. De todas las cosas sobre la nieve, esta es la más sorprendente: la nieve no es blanca, la nieve es en realidad incolora. Lo que vemos es resultado de la absorción de los rayos del sol por la superficie compleja de los copos de nieve, que es reflejado en longitudes de onda que nuestros ojos captan como blanco.
7. Las perlas, dientes y huesos se disuelven en ácido acético (vinagre).

8. Puedes conservar mejor las ligas guardándolas en el refrigerador
9. Los únicos elementos que son líquidos a temperatura ambiente son el bromo y el mercurio, sin embargo, puedes fundir el galio con solo sostenerlo en la mano
10. El aire líquido posee un tono azulado
11. Los atletas no pueden beber más de 2 tazas de café al día, porque la cafeína fue una sustancia prohibida por la WADA (Agencia Internacional Anti-Doping) hasta el año 2004.

<http://goo.gl/YXrInZ>



12. Si un lago se contamina con detergentes, los patos ya no pueden flotar y se ahogan
13. Un pez se puede ahogar, en el caso que el agua no tenga suficiente oxígeno disuelto.
14. El cuerpo humano posee tanta cantidad de carbono como para hacer alrededor de 9'000 lápices.
15. La mayoría de las aves no tienen receptores para la capsicina, compuesto responsable de la sensación de calor cuando comemos picantes.
16. El alimento con mayor cantidad de carbohidratos (azúcares) es la papa.
17. Las escamas de pescados son un ingrediente común en el lápiz labial (lipstick).
18. Un café expresso contiene menos cafeína que un café normal.
19. Un gramo de limón contiene más azúcar que un gramo de fresa.
20. La sangre de la langosta es incolora y si es expuesta al aire se torna azul.

- Los elementos A, B y C pertenecen al tercer período de la tabla periódica y tienen 5, 6 y 7 electrones de valencia, respectivamente.
 - Escribe** la configuración electrónica de estos elementos
 - ¿Cuál de ellos tendrá un radio atómico mayor? ¿Y una energía de ionización mayor?
 - Indica** la geometría molecular y la polaridad de las molécula formadas por A y C y por B y C.
- Indica** cuál o cuáles de las siguientes frases son ciertas, explica por qué y corrige las que sean falsas:
 - Las rayas del espectro de emisión del hidrógeno se deben a tránsitos del electrón entre distintos niveles de energía.
 - El radio del ion óxido es mayor que el del átomo de oxígeno.
 - A medida que se avanza de izquierda a derecha en una fila del sistema periódico, disminuye la energía de ionización.
- Dados los elementos He, F, S, As y Sn, **indica** el que corresponda mejor a cada una de las descripciones siguientes y razona las respuestas:
 - El más metálico.
 - El de radio mayor.
 - El más electronegativo.

Datos: Números atómicos: He = 2, F = 9, S = 16, As = 33, Sn = 50

- Al irradiar un átomo de sodio con luz de 590 nm de longitud de onda se produce la excitación del electrón 3s a un orbital 3p. Sabiendo que la energía del primer potencial de ionización del sodio en su estado fundamental es $494 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, **calcula** su energía de ionización en su primer estado excitado 3p¹.
 Datos: Constante de Planck $h = 6,62608 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$, velocidad de la luz $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
- ¿Cuál de las siguientes propiedades cumplen los elementos de transición?
 - Su carácter metálico es muy bajo.
 - Tienen puntos de fusión y de ebullición más altos que los metales alcalinos.
 - La mayoría presentan un solo estado de oxidación.
- El elemento con número $Z = 19$:
 - Pertenece al tercer período.
 - Tiene dos electrones desapareados.
 - Tiene un radio iónico inferior al atómico.
- Los elementos llamados tierras raras se caracterizan:
 - Por no tener isótopos.
 - Por tener una configuración electrónica con orbitales de tipo f parcialmente llenos.
 - Por ser todos sintéticos.

8. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas pertenece a la de un elemento del grupo de los alcalinotérreos?
- $1s^2 2s^2 2p^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
9. ¿Qué permite establecer la tabla periódica?
10. ¿Cuál es el aporte de Dimitri Mendeleiev y Lothar Meyer a la química?
11. ¿Cuál es el aporte de Henry Moseley?
12. ¿Quién clasificó a los elementos en metales y no metales?
- Dimitri Mendeleiev.
 - Berzelius.
 - Lavoisier.
 - Seaborg.
13. ¿Quién creó la simbología química?
- Dimitri Mendeleiev.
 - Berzelius.
 - Lavoisier.
 - Seaborg.
14. ¿A quién se atribuye la creación de la actual tabla periódica, la clasificación y la ubicación de los elementos químicos?
- Dimitri Mendeleiev.
 - Berzelius.
 - Lavoisier.
 - Seaborg.
15. ¿Quién ordenó los elementos lantánidos junto a los transuránicos?
- Dimitri Mendeleiev.
 - Berzelius.
 - Lavoisier.
 - Seaborg.
16. ¿Qué enuncia la ley periódica?
17. ¿En qué consiste la actual tabla periódica?
18. **Encierra** según corresponda, verdadero (V) o falso (F):
- La tabla periódica tiene 18 períodos (V o F).
 - La tabla periódica tiene 7 períodos (V o F).
 - Los períodos corresponden a las filas (V o F).
 - Los grupos corresponden a las columnas (V o F).

- El número de elementos que contiene cada período es constante (V o F).
- Todos los elementos de un mismo período tienen el mismo número de niveles electrónicos, completos o no. Este número coincide con el número del período de la tabla periódica (V o F).
- Los elementos de un mismo grupo presentan la misma estructura electrónica en su nivel más externo, o capa de valencia (V o F).

19. ¿Qué tipo de orbitales tienen los elementos de las columnas 1 y 2?

20. ¿Qué tipo de orbitales tienen los elementos de las columnas 13-18?

21. ¿Qué tipo de orbitales tienen los metales de transición?

22. ¿Qué tipo de orbitales tienen los metales de transición interna?

23. **Escribe** la configuración electrónica de dos diferentes modos para los siguientes elementos:

- Oxígeno
- Azufre
- Selenio
- Teluro
- Polonio
- Nitrógeno
- Fósforo
- Arsénico
- Antimonio
- Bismuto

24. ¿Qué presentan los elementos de un mismo grupo?

25. Mencionar 3 propiedades físicas de los metales.

26. Mencionar 3 propiedades químicas de los metales.

27. Mencionar 3 propiedades físicas de los no metales.

28. Mencionar 3 propiedades químicas de los no metales.

29. ¿Qué es la *afinidad electrónica*?

30. ¿Qué es la *electronegatividad*?

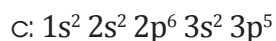
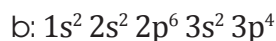
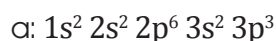
31. ¿Qué es el *carácter metálico*?

32. ¿Dónde se encuentran los gases nobles en la tabla periódica?

33. ¿A qué nos referimos cuando decimos que los gases nobles son inertes?

34. ¿A qué se debe que los gases nobles tengan estabilidad química?

1. a. Las configuraciones electrónicas serán:



b. El elemento con mayor radio atómico será A, ya que se encuentra situado más a la izquierda de la tabla periódica; hay que recordar que en un mismo período, el radio atómico disminuye con el incremento del número atómico. El elemento con

2. a. Cierto. El átomo de hidrógeno está formado por un electrón, un protón y un neutrón, y los espectros de emisión se producen cuando el único electrón pasa de un nivel de energía superior a otro inferior.

b. Cierto. Tanto el ion óxido como el átomo de oxígeno tienen el mismo número de protones, de manera que la carga nuclear es la misma para el electrón más externo. Pero el anión tiene mayor número de electrones, con lo cual el efecto apantallamiento sobre el electrón más externo es mayor. Como resultado, la carga nuclear efectiva sobre el electrón del ion es menor y, en consecuencia, su radio es mayor.

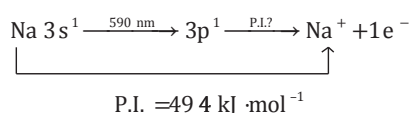
c. Falso. A medida que se avanza de izquierda a derecha en una fila del sistema periódico, aumenta la energía de ionización. Al ir hacia la derecha, disminuye el radio atómico y aumenta la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo. La energía de ionización es la energía mínima para obtener el ion monopositivo: por tanto, cuanto más a la derecha, mayor será la energía necesaria.

3. a. El estaño (Sn) es el que presenta mayor carácter metálico, puesto que tiene menor número de electrones de valencia.

b. El estaño (Sn) es el que presenta mayor radio atómico, ya que tiene más niveles de energía ocupados que el resto (pertenece al período 5). Los demás átomos están situados más a la derecha de la tabla periódica, donde el radio disminuye.

c. El flúor (F) es el más electronegativo, por ser el elemento de radio atómico menor.

4. El esquema de los procesos tratados sería:



Se calcula la energía de excitación del orbital 3s al orbital 3p de un átomo de sodio:

$$E_{\text{excitación}} (\text{Na } 3s \rightarrow 3p) = h \cdot \frac{c}{\lambda} = \frac{6,62608 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{590 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,367 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Se pasa luego a calcular la energía de ionización de un átomo de sodio en su estado fundamental:

$$E_{\text{ionización}} (\text{Na } 3s) = 494 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 8,203 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Por diferencia, se determina la energía de ionización de un átomo de sodio en el estado excitado 3p:

$$\begin{aligned} E_{\text{ionización}} (\text{Na } 3p) &= E_{\text{ionización}} (\text{Na } 3s) - E_{\text{excitación}} (\text{Na } 3s - 3p) = \\ &= 8,203 \cdot 10^{-19} \text{ J} - 3,367 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 4,837 \cdot 10^{-19} \text{ J} \end{aligned}$$

5. ¿Cuál de las siguientes propiedades cumplen los elementos de transición?
- a. Su carácter metálico es muy bajo.
 - b. Tienen puntos de fusión y de ebullición más altos que los metales alcalinos.**
 - c. La mayoría presentan un solo estado de oxidación.
6. El elemento con número $Z = 19$:
- a. Pertenece al tercer período.
 - b. Tiene dos electrones desapareados.
 - c. Tiene un radio iónico inferior al atómico.**
7. Los elementos llamados tierras raras se caracterizan:
- a. Por no tener isótopos.
 - b. Por tener una configuración electrónica con orbitales de tipo f parcialmente llenos.**
 - c. Por ser todos sintéticos.
8. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas pertenece a la de un elemento del grupo de los alcalinotérreos?
- a. $1s^2 2s^2 2p^2$
 - b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$**
 - c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
9. ¿Qué permite establecer la tabla periódica?
- Permite establecer relaciones entre los diferentes elementos, sus propiedades y su comportamiento químico.
10. ¿Cuál es el aporte de Dimitri Mendeleiev y Lothar Meyer a la química?
- Presentaron, de manera independiente, la primera tabla periódica con 63 elementos.
11. ¿Cuál es el aporte de Henry Moseley?
- Encontró una manera experimental de determinar el número atómico. Conocidos los valores de los números atómicos (Z) de los elementos, los colocó en orden creciente y observó que todos quedaban en el lugar adecuado según sus propiedades.
12. ¿Quién clasificó a los elementos en metales y no metales?
- a. Dimitri Mendeleiev.
 - b. Berzelius.
 - c. Lavoisier.**
 - d. Seaborg.
13. ¿Quién creó la simbología química?
- a. Dimitri Mendeleiev.
 - b. Berzelius.**
 - c. Lavoisier.
 - d. Seaborg.

14. ¿A quién se atribuye la creación de la actual tabla periódica, la clasificación y la ubicación de los elementos químicos?

- a. **Dimitri Mendeleev.** b. Berzelius.
c. Lavoisier. d. Seaborg.

15. ¿Quién ordenó los elementos lantánidos junto a los transuránicos?

- a. Dimitri Mendeleev. b. Berzelius.
c. Lavoisier. **d. Seaborg.**

16. ¿Qué enuncia la ley periódica?

Muchas propiedades físicas y químicas de los elementos varían con regularidad periódica cuando estos se sitúan por orden creciente de su número atómico.

17. ¿En qué consiste la actual tabla periódica?

consiste en un cuadro de doble entrada en el que los elementos están agrupados en siete períodos (filas) y dieciocho grupos (columnas).

18. Encerrar según corresponda, Verdadero (V) o Falso (F):

- La tabla periódica tiene 18 períodos (V o **F**). Respuesta: 7 períodos.
- La tabla periódica tiene 7 períodos (**V** o F).
- Los períodos corresponden a las filas (**V** o F).
- Los grupos corresponden a las columnas (**V** o F).
- El número de elementos que contiene cada período es constante (V o **F**). Respuesta: es variable.
- Todos los elementos de un mismo período tienen el mismo número de niveles electrónicos, completos o no. Este número coincide con el número del período de la tabla periódica (**V** o F).
- Los elementos de un mismo grupo presentan la misma estructura electrónica en su nivel más externo, o capa de valencia (**V** o F).

19. ¿Qué tipo de orbitales tienen los elementos de las columnas 1 y 2?

Tienen un orbital de valencia del tipo s.

20. ¿Qué tipo de orbitales tienen los elementos de las columnas 13-18?

Tienen orbitales de valencia del tipo p.

21. ¿Qué tipo de orbitales tienen los metales de transición?

Tienen orbitales del tipo d en la capa de valencia.

22. ¿Qué tipo de orbitales tienen los metales de transición interna?

Tienen orbitales del tipo f en la capa de valencia.

23. Escribamos la configuración electrónica de dos diferentes modos:

- Oxígeno
O (Z=8): $1s^2 2s^2 2p^4$
[He] $2s^2 3p^4$
- Azufre
S (Z=16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
[Ne] $3s^2 3p^4$
- Selenio
Se (Z=34): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^4$
- Teluro
Te (Z=52): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$
[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^4$
- Polonio
Po (Z=84): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$
[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$
- Nitrógeno
N (Z=7): $1s^2 2s^2 2p^3$
[He] $2s^2 2p^3$
- Fósforo
P (Z=15): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
[Ne] $3s^2 3p^3$
- Arsénico
Se (Z=33): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^3$
- Antimonio
Sb (Z=52): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$
[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^3$
- Bismuto
Bi (Z=83): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$
[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$

24. ¿Qué presentan los elementos de un mismo grupo?

Los elementos de un mismo grupo presentan la misma estructura electrónica en su nivel más externo, o capa de valencia. Por ello, con algunas excepciones, presentan propiedades químicas similares.

25. **Menciona** tres propiedades físicas de los metales.

- Tienen brillo metálico.
- Son de consistencia dura porque ponen resistencia a dejarse rayar.

- Los metales presentan tenacidad, es decir, ofrecen resistencia a romperse cuando ejercen una presión sobre ellos.

26. **Menciona** tres propiedades químicas de los metales.

- Los metales reaccionan con el oxígeno formando óxidos. Esta reacción es frecuente cuando se deja objetos de hierro a la intemperie, ya que observamos una capa de color ocre llamado óxido.
- Los metales forman hidróxidos y ocurre cuando un metal alcalino reacciona con el agua. Por ejemplo, la reacción del sodio con el agua es muy violenta y produce hidróxido de sodio.
- Cuando un metal reacciona con un ácido y libera el gas hidrógeno, se forman sales. Este tipo de reacciones son explosivas, por lo que se debe tener mucho cuidado.

27. **Menciona** tres propiedades físicas de los no metales.

- Los no metales carecen de brillo.
- Por lo general, son malos conductores del calor y de la electricidad.
- No son maleables ni dúctiles y tampoco reflejan la luz.

28. **Menciona** tres propiedades químicas de los no metales.

- Los no metales presentan la característica de no ceder electrones; por lo tanto, siempre ganan o atraen electrones en una reacción química.
- Reaccionan entre sí con los metales; algunos de estos elementos presentan formas alotrópicas, como el carbono, selenio, fósforo y azufre.
- Poseen moléculas formadas por dos o más átomos, los cuales tienen en la última capa 4, 5, 6 y 7 electrones.

29. ¿Qué es la *afinidad electrónica*?

Es la energía que se da cuando un átomo neutro adquiere un electrón, intercambia energía con el medio y se transforma en un anión.

30. ¿Qué es la *electronegatividad*?

La electronegatividad de un elemento es la capacidad de sus átomos para atraer electrones de la molécula de la que forman parte.

31. ¿Qué es el *carácter metálico*?

El carácter metálico es la capacidad de ceder electrones. Se relaciona con la afinidad electrónica y la electronegatividad.

32. ¿Dónde se encuentran los gases nobles en la tabla periódica?

Ocupan la última columna de la derecha.

33. ¿A qué nos referimos cuando decimos que los gases nobles son inertes?

Estos gases inertes son monoatómicos, es decir, no existen moléculas.

34. ¿A qué se debe que los gases nobles tengan estabilidad química?

Por tener ocho electrones en su último nivel.

CICLO DEL APRENDIZAJE

¿Cómo dinamizo el aula?

Criterios de evaluación

CE.CN.Q.5.3. Analiza la estructura electrónica de los átomos a partir de la posición en la tabla periódica, la variación periódica y sus propiedades físicas y químicas, por medio de experimentos sencillos.

Destrezas con criterios de desempeño

- CN.Q.5.1.6. Relacionar la estructura electrónica de los átomos con la posición en la tabla periódica, para deducir las propiedades químicas de los elementos.
- CN.Q.5.1.7. Comprobar y experimentar con base en prácticas de laboratorio y revisiones bibliográficas la variación periódica de las propiedades físicas y químicas de los elementos químicos en dependencia de la estructura electrónica de sus átomos.

Ciclo de aprendizaje

Experiencia:

El profesor o profesora activa su trabajo en el aula observando las imágenes de los textos, en los alumnos:

- Aplicar técnica de lluvia de ideas para el desarrollo de los contenidos y comprensión de los contenidos.
- Aplicar técnicas individuales o grupales para captar la atención para que entiendan por experiencias propias o de otros estudiantes.

Reflexión:

El profesor o profesora menciona diversos ejemplos, fotos, videos del texto haciendo que el estudiante se interese:

- Mejorar destrezas de comprensión, conceptualización y análisis.

Conceptualización:

Mediante los recursos del libro: imágenes, videos, actividades el docente hace al estudiante:

- Ampliar su conocimiento visual y literario con imágenes y términos nuevos.
- Comprender las imágenes y comprender el concepto.

Aplicación:

Para comprobar la comprensión de los estudiantes se va a usar las:

- Actividades de Experimentación: Reto
- Actividades de Evaluación de contenidos propuestos en la unidad mediante aplicación de: Resumen, Para finalizar, Alto en el camino.

BANCO DE PREGUNTAS

1. En la tabla periódica hay elementos que hacen referencia a científicos, continentes, países, entre otros. Investiga:

a. **Escribe** cinco elementos que hagan referencia a países.

b. **Escribe** dos elementos que hagan referencia a continentes.

C. **Escribe** tres elementos que hagan referencia a planetas:

2. **Investiga y responde** acerca de los secretos de la tabla periódica, encerrando verdadero (V) o falso (F):

a. En la tabla periódica no hay ninguna 'r'. (V o F)

b. En la tabla periódica no hay ninguna 'j'. (V o F)

c. Entre los elementos que la componen, hay tres descubiertos por españoles: el platino (Pt), el wolframio (W) y el vanadio (V). Antonio de Ulloa, Fausto Delhuyar y Andrés Manuel del Río son los responsables, respectivamente, de que estos elementos formen parte de la Tabla de Mendeléiev. (V o F)

d. La primera versión de la tabla periódica se presentó en 1819 con solo 63 elementos, el número que hasta entonces era conocido. (V o F)

e. A día de hoy, es posible encontrar un total de 118 elementos. (V o F)

3. Investiga: ¿Un elemento descubierto, puede dejar de serlo?

4. El científico que descubre a un elemento químico tiene la potestad de ponerle el nombre que quiera a ese elemento, ¿si lo descubrieras, qué nombre le pondrías y por qué?

SOLUCIONARIO BANCO DE PREGUNTAS

- En la tabla periódica hay elementos que hacen referencia a científicos, continentes, países, entre otros. Investiga:
 - Escribe** cinco elementos que hagan referencia a países.
Galio (Ga), escandio (Sc), germanio (Ge), polonio (Po), niponio (Np), y francio (Fr).
 - Escribe** dos elementos que hagan referencia a continentes.
Europio (Eu) y americio (Am).
 - Escribe** tres elementos que hagan referencia a planetas:
Uranio (U), neptunio (Np) y Plutonio (Pu).

- Investiga y responde** acerca de los secretos de la tabla periódica, encerrando verdadero (V) o falso (F):
 - En la tabla periódica no hay ninguna 'r'. (V o F)
 - En la tabla periódica no hay ninguna 'j'. (V o F)
 - Entre los elementos que la componen, hay tres descubiertos por españoles: el platino (Pt), el wolframio (W) y el vanadio (V). Antonio de Ulloa, Fausto Delhuyar y Andrés Manuel del Río son los responsables, respectivamente, de que estos elementos formen parte de la Tabla de Mendeléiev. (V o F)
 - La primera versión de la tabla periódica se presentó en 1819 con solo 63 elementos, el número que hasta entonces era conocido. (V o F)
 - A día de hoy, es posible encontrar un total de 118 elementos. (V o F)

- Investiga:** ¿Un elemento descubierto, puede dejar de serlo?
Un elemento puede ser la mezcla de dos, por ejemplo, el caso del cerio. A inicios del siglo XIX aparecieron dos nuevos elementos alado del cerio, el latano y didimio.
Pero a finales del mismo siglo, se descubrió que el didimio era la mezcla del praseodimio y del neodimio.
Es común que ocurra esto, se han registrado más de 100 casos, en los que ha ocurrido esto. Es decir, un elemento puede dejar de serlo.

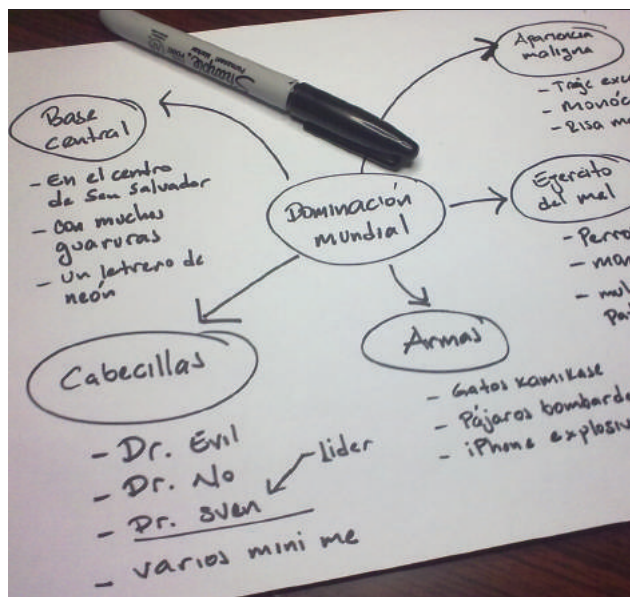
- El científico que descubre a un elemento químico tiene la potestad de ponerle el nombre que quiera a ese elemento, ¿si lo descubrieras, qué nombre le pondrías y por qué?
R. A.

RECURSOS PROPIOS DEL ÁREA

Mapas mentales

La cantidad de nuevos conceptos algunas veces puede ser complicada el aprendizaje, sin embargo, dada la trascendencia de los temas, muchas veces es bueno observar todo de un modo general para así comprender cada uno de los temas.

El objetivo de los mapas mentales es resumir los temas de un modo generar a partir de varias ideas que son propias. El objetivo de un mapa mental es optimización en el tiempo de estudio. La consolidación de conocimientos y el ahorro de horas de estudio son consecuencias de un buen mapa mental.



<https://goo.gl/hnUcLt>

Para realizar un mapa mental, se debe colocar la idea general en el medio de la hoja, y se debe ir colocando los subtemas alrededor de la idea central, y así sucesivamente con los subtemas y demás. La recomendación es realizar la idea, los temas, subtemas y demás de diferentes colores con el fin de poder distinguir a una idea o tema general de una específica.



<https://goo.gl/8T9wv8>

Fichas de estudio

El proceso de memorización muchas veces puede ser tedioso, especialmente cuando bastantes y nuevos conceptos aparecen a lo largo de la unidad. El uso de fichas de estudio es un método de aprendizaje especialmente óptimo al instante de memorizar vocabulario, cargas formales, nomenclatura, estructura, entre otros.

Realizar una ficha de estudio es sencillo, solamente se debe colocar la información en un pedazo pequeño de hoja o cartulina. Se debe procurar colocar información resumida, o lo que sea indispensable de cada tema de la unidad. De preferencia hay que numerarlas o dividir las por unidad y por tema.



<http://goo.gl/FmedNd>



<http://goo.gl/RuLBe0>

Los conceptos químicos se pueden facilitar gracias a fichas de estudio. El hecho de crearlas, decorarlas y colocar información con nuestras propias palabras, hacen del aprendizaje un proceso interactivo. Lo recomendable es tener estas fichas de estudio al alcance a toda hora para que en cualquier momento libre del día las leamos de forma rápido. Pero, de todos modos, al instante de estudiar se recomienda que la ficha sea de otro color o tenga otro tipo de estructura para facilitar el aprendizaje.

Los átomos y la tabla periódica

2 Los átomos y la tabla periódica

CONTENIDOS:

2. Tabla periódica

21. Tabla periódica	26. Elementos de transición interna o tierras raras
22. Tipos de elementos	27. Propiedades periódicas
23. Propiedades físicas y químicas de los metales	28. Energía de ionización y afinidad electrónica
24. Propiedades físicas y químicas de los no metales	29. Electronegatividad y carácter metálico
25. Elementos de transición	

Noticia:

¿Sabías que no existen alimentos libres de químico?

Los productos químicos están presentes en todos los alimentos. Así están contenidos aducibles o no. Todo lo que nos rodea está compuesto por estos, desde el agua que bebemos hasta el aire que respiramos. Existen alimentos saludables que contienen más sustancias químicas que los alimentos procesados.

<http://goo.gl/ncKsM>

Web:

Elementos químicos

Los elementos químicos identificados hasta hoy han sido hallados en la naturaleza misma pero también algunos son el producto de un proceso artificial. Los que dan origen a la naturaleza incluyen sustancias simples o bien compuestas químicas, como el hidrógeno, el carbono, el helio, oxígeno, etc.

<http://goo.gl/hat9v>

Película:

Historia de los metales: del cobre al aluminio

Metales como el oro, la plata y el cobre fueron utilizados desde la prehistoria. Al principio solo se usaron los que se encontraban fácilmente en estado puro (en forma de elementos nativos), pero paulatinamente se fue desarrollando la tecnología para obtener nuevos metales a partir de sus menas, calentándolos en un horno mediante carbón de madera.

<https://goo.gl/783ND>

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia anterior y **responde**:
 - a. ¿Son dañinas para la salud las sustancias químicas?
 - b. ¿Los alimentos procesados tienen más sustancias químicas?
2. **Lee** con atención sobre los elementos químicos hallados hasta el día de hoy y **comenta**:
 - ¿Qué se entendió por procesos artificiales?
3. **Observa** el documental Historia de los metales: del cobre al aluminio y **comenta**:
 - ¿Cuál fue el primer metal que trabajó el ser humano?

UNIDAD 2

Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Lectura en clase

Un estudiante o docente puede leer la noticia, la web y/o la película en clase, dialogar y reflexionar del tema para que el estudiante tenga curiosidad por ir a investigar más.

Solucionario

1. Depende. Hay sustancias químicas que consumimos en alimentos considerados saludables y que no son dañinas, sin embargo, existen otras sustancias químicas que pueden matarnos si las consumimos como por ejemplo los venenos.
2. Proceso artificial se entiende como una serie de pasos, no naturales, es decir, un proceso manipulado de algún modo por el hombre.
3. El primer metal que trabajó el humano entre los primeros que se usaron, fue probablemente el cobre porque como explica era fácil encontrarlo.

Solucionario

Unidad 2 – Los átomos y tabla periódica

En grupo:

1.

Metales: Oro, hierro, plata, calcio, molibdeno.

No metales: Yodo, bromo, cloro, flúor.

2.

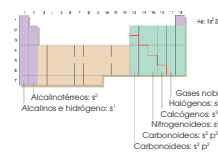
- | | |
|-------|-------|
| a. Au | b. I |
| c. Cl | d. Ag |
| e. F | f. Br |
| g. Ca | h. Fe |
| i. Mo | |

Tabla periódica moderna

Estructura electrónica

Al comparar la configuración electrónica de los elementos con su situación en la tabla periódica, observamos que:

- Todos los elementos de un mismo período tienen el mismo número de niveles electrónicos, completos o no. Este número coincide con el número del período (tabla).
- Los elementos de un mismo grupo presentan la misma estructura electrónica en su nivel más externo, o capa de valencia.



Alcalinotérreos: s^2
Alcalinos e hidrógeno: s^1

Gases nobles: $s^2 p^6$
Halógenos: $s^2 p^5$
Calcógenos: $s^2 p^4$
Nitrogenoides: $s^2 p^3$
Carbonoides: $s^2 p^2$

- Los elementos representativos de las columnas 1 y 2 y el helio tienen un orbital de valencia del tipo s .
 - Los elementos representativos de las columnas 13 a 18 tienen orbitales de valencia del tipo p .
 - Los metales de transición tienen orbitales del tipo d en la capa de valencia.
 - Los metales de transición interna tienen orbitales del tipo f en la capa de valencia.
- Las propiedades químicas de un elemento dependen de sus electrones de valencia. Por ello, los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas semejantes.

Metales de transición interna
Lantánidos
Actínidos

Elementos del período 2 (Z)

Elementos del período 2 (Z)	Configuración electrónica
Li (3)	$1s^2 2s^1$
Be (4)	$1s^2 2s^2$
B (5)	$1s^2 2s^2 2p^1$
C (6)	$1s^2 2s^2 2p^2$
N (7)	$1s^2 2s^2 2p^3$
O (8)	$1s^2 2s^2 2p^4$
F (9)	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne (10)	$1s^2 2s^2 2p^6$

Ejemplo

Escribamos la configuración electrónica de los elementos del grupo 17 y señalemos los electrones de la capa de valencia.

• Escribamos los elementos con sus configuraciones:

F (Z=9): $1s^2 2s^2 2p^5$
Cl (Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Br (Z=35): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^5$
I (Z=53): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^5 5s^2 4d^{10} 5p^5$
At (Z=85): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^5 5s^2 4d^{10} 5p^5 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$

• La capa de valencia es $s^2 p^5$.

Actividades

1. **Justifica** la existencia de dieciocho grupos y de siete períodos en la tabla periódica. **Di** por qué tienen propiedades semejantes los elementos del mismo grupo.
2. **Deduce**, a partir de su configuración electrónica, el período y el grupo de cada uno de los siguientes elementos:

a. P (Z = 15),	d. Sr (Z = 38),	g. Sb (Z = 51),	j. Ag (Z = 47),
b. Ti (Z = 22),	e. Mn (Z = 25),	h. Zn (Z = 40),	k. Cd (Z = 48),
c. Ni (Z = 28),	f. Br (Z = 35),	i. Cs (Z = 55),	l. Ta (Z = 73),

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

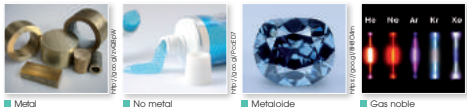
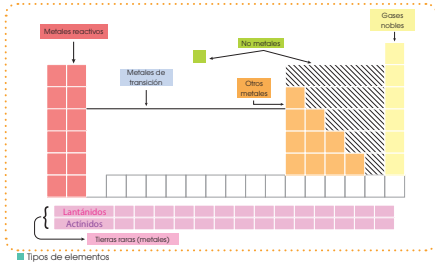
Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Lectura en clase

Un estudiante o docente puede leer la noticia, la web y/o la película en clase, dialogar y reflexionar del tema para que el estudiante tenga curiosidad por ir a investigar más.

2.2. Tipos de elementos

Tenemos elementos sólidos, líquidos y gaseosos. La mayor cantidad son elementos sólidos; los líquidos son solo dos y los gases son los elementos de la familia 8A y el hidrógeno.



3. **Escribe** el nombre y el símbolo químico de dos metales térreos y dos gases nobles.
 4. **Contesta:** ¿En qué parte de la tabla periódica se ubican los metales alcalinos?
 5. **Escribe** el nombre y el símbolo del metal que se encuentra en estado líquido.
 6. **Contesta:** ¿En qué parte de la tabla periódica se encuentran y cuáles son los elementos carbonoides?
 7. **Ubica** en qué regiones están los siguientes elementos y **escribe** el nombre.
- | | | |
|-------|-------|-------|
| a. Br | d. Zn | g. Au |
| b. N | e. Cu | h. Be |
| c. W | f. Xe | i. Ge |

Solucionario

3. Respuesta abierta.

2.1. Se agrupa en períodos y grupos de acuerdo al número de niveles de energía y electrones de valencia.

2.2.

- Período 3, grupo 15.
- Período 4, grupo 4.
- Período 4, grupo 10.
- Período 5, grupo 2.
- Período 4, grupo 25.
- Período 4, grupo 17.
- Período 5, grupo 15.
- Período 5, grupo 4.
- Período 6, grupo 1.
- Período 5, grupo 11.
- Período 5, grupo 12.
- Período 6, grupo 5.

2.3.

Metales térreos: Magnesio (Mg) y calcio (Ca).

Gases nobles: Helio (He) y Neón (Ne).

2.4. Grupo 1.

2.5. Mercurio, Hg.

2.6. Grupo 14, carbono, silicio, germanio, estaño.

2.7.

- Bromo, no metales.
- Nitrógeno, no metales.
- Wolframio, metales de transición.
- Cinc, metal de transición.
- Cobre, metal de transición.
- Xenon, gas noble.
- Oro, metal de transición.
- Berilio, metales reactivos.
- Germanio, no metales.

Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.

Son gases a temperatura ambiente, como el dihidrógeno (H_2), dinitrógeno (N_2), oxígeno (O_2), flúor (F_2) y cloro (Cl_2). El dibromo (Br_2) se encuentra en estado líquido y el yodo (I_2), a pesar de estar en estado sólido, es volátil. Los otros no metales son sólidos duros, como el diamante, o blandos, como el azufre.

Propiedades químicas

- Los no metales presentan la característica de no ceder electrones; por lo tanto, siempre ganan o atraen electrones en una reacción química.
- Reaccionan entre sí con los metales; algunos de estos elementos presentan formas alotrópicas, como el carbono, selenio, fósforo y azufre.
- Poseen moléculas formadas por dos o más átomos, los cuales tienen en la última capa 4, 5, 6 y 7 electrones.
- Al ionizarse, adquieren carga eléctrica negativa. Al combinarse con el oxígeno, forman óxidos no metálicos o anhídridos.
- Los halógenos y el oxígeno son los más activos.

TAMBIÉN?

Los elementos químicos y tu salud
Nuestro cuerpo es uno de los espacios más perfectos existentes, cuyo funcionamiento es producto de la interacción de ciertos elementos químicos que pueden ser calcio, yodo, potasio, sodio, hierro entre otros. Esto solo significa ser lo en lo físico, como en lo mental para que nuestro cuerpo funcione en armonía.



Azufre



Nitrógeno



Oxígeno

8. **Elabora** un organizador gráfico sobre las propiedades de los metales y no metales.
9. **Investiga** las características de los siguientes elementos: bromo, yodo y azufre.

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

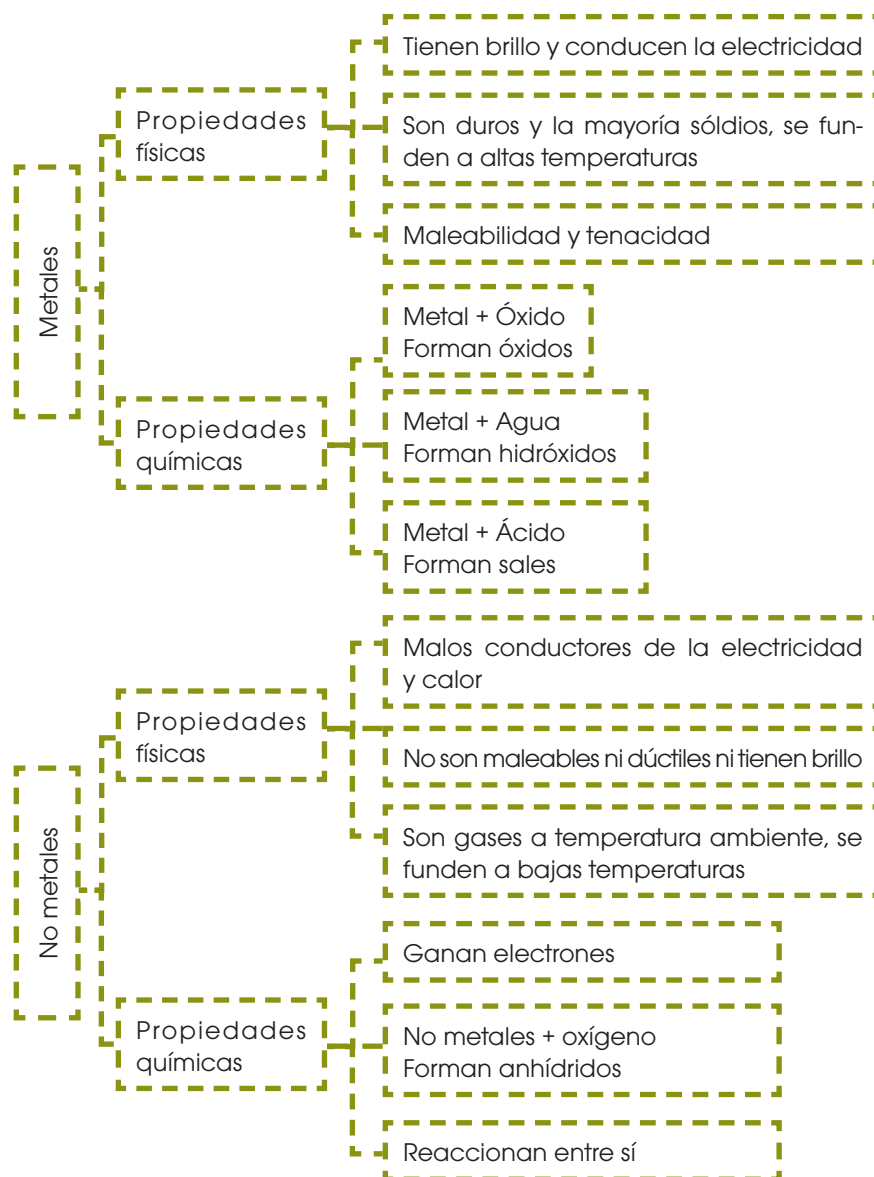
Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Lectura en clase

Un estudiante o docente puede leer la noticia, la web y/o la película en clase, dialogar y reflexionar del tema para que el estudiante tenga curiosidad por ir a investigar más.

Solucionario

2.8.



2.9.

- Bromo: líquido marrón rojizo a temperatura ambiente, volátil, desprende vapores corrosivos y tóxicos.
- Yodo: en su estado natural es sólido de color gris violáceo, se encuentra en los alimentos.
- Azufre: es mal conductor de la electricidad y el calor, frágil, su forma natural es sólido amarillo, se usa en fertilizantes, en la pólvora, tratamiento de aguas residuales.

Solucionario

2.10.



- Es la carga neta positiva de un electrón en un átomo polieletrónico.
- Sodio, potasio, calcio, magnesio, hierro.
- Flúor, cloro, bromo yodo, oxígeno.

¿Y TAMBIÉN?

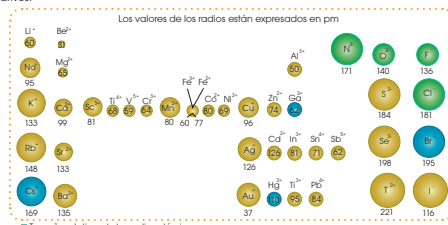
En los iones isoelectrónicos, como O^{2-} , F^- , Ne , Na^+ y Mg^{2+} , el radio disminuye conforme aumenta la carga nuclear:
 $\text{O}^{2-} > \text{F}^- > \text{Ne} > \text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+}$

Radio iónico

Esta propiedad es importante cuando se estudian compuestos iónicos, ya que la estructura tridimensional de estos depende exclusivamente del tamaño de los iones involucrados. Así, según se trate de cationes o de aniones, tendremos:

Cationes	Aniones
Los cationes son de menor tamaño que los átomos de los que proceden.	Los aniones son de mayor tamaño que los átomos respectivos.
	
El menor número de electrones respecto del átomo neutro da lugar a un menor apantallamiento y, por lo tanto, el electrón más externo del catión está sujeto a una carga nuclear efectiva mayor.	El anión está constituido por un mayor número de electrones que el átomo neutro, por lo que su apantallamiento sobre su electrón más externo es mayor.
El radio del catión es menor que el del átomo neutro, puesto que el electrón más externo está sujeto a una atracción nuclear más intensa.	Como la carga nuclear es la misma en ambos, la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo es menor en el anión, que en su átomo correspondiente. Como consecuencia, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

Observa el tamaño relativo de los radios iónicos correspondientes a los elementos representativos.



10. Investiga:

- ¿Qué es la carga nuclear efectiva (Z_{eff})?
- ¿Cuáles son los cinco cationes nanoatómicos más comunes?
- ¿Cuáles son los cinco aniones nanoatómicos más comunes?

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

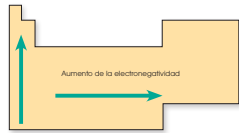
Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Lectura en clase

Un estudiante o docente puede leer la noticia, la web y/o la película en clase, dialogar y reflexionar del tema para que el estudiante tenga curiosidad por ir a investigar más.

Y TAMBIÉN:

Puede parecer que la afinidad electrónica y la electronegatividad son magnitudes similares, pero no lo son. La afinidad electrónica mide la capacidad de un átomo para aceptar un electrón adicional e incluye en su configuración electrónica, mientras que la electronegatividad mide la tendencia relativa de un átomo a atraer hacia sí las electrones del enlace, respecto del átomo con el que se encuentra enlazado. La afinidad electrónica es una magnitud absoluta y medible, mientras que la electronegatividad es relativa y no se puede determinar experimentalmente.



El carácter metálico es la capacidad de ceder electrones. Se relaciona con la afinidad electrónica y la electronegatividad. Los elementos no metálicos son muy electronegativos, tienen alta energía de ionización y baja afinidad electrónica. Los elementos metálicos son poco electronegativos, tienen baja energía de ionización y alta afinidad electrónica.

Comparemos las propiedades periódicas entre:

- Boro y Carbono
- Boro y aluminio

- ¿Cuál tiene mayor radio atómico?
- ¿Cuál tiene mayor energía de ionización?
- ¿Cuál es más electronegativo?

Para resolver estas preguntas debemos tomar en cuenta la ubicación en la tabla periódica de cada elemento.

- | | |
|--|--|
| 1a. El boro va a tener un mayor radio atómico porque se encuentra más hacia la izquierda de la tabla periódica en relación con el carbono. | 1b. El aluminio al estar más abajo que el boro tiene mayor radio atómico. |
| 2a. El carbono tiene mayor energía de ionización debido a que está situado más a la derecha de la tabla periódica | 2b. El boro tendrá mayor energía de ionización que el aluminio debido a que se encuentra ubicado más arriba en la tabla periódica que el aluminio. |
| 3a. El carbono tiene mayor electronegatividad que el boro debido a que se encuentra más a la derecha. | 3b. El boro tiene una mayor electronegatividad que el aluminio porque está ubicado más arriba de la tabla periódica. |

Ejemplo 2

Actividades

- Justifica si tiene mayor radio atómico el cobre Cu ($Z = 29$) o la plata Ag ($Z = 47$).
- Ordena los siguientes elementos de forma creciente según su radio atómico: Sr ($Z = 38$), Zr ($Z = 40$) y Cd ($Z = 48$).
- El litio tiene tres electrones. Escribe su configuración electrónica y justifica cuál de ellos se separará del átomo con mayor facilidad.
- ¿Qué elemento tiene más tendencia a ganar un electrón: el cloro o el bromo?
- ¿Qué elemento tiene más tendencia a ganar un electrón: el cloro o el azufre?
- Deduce y justifica si tendrá mayor electronegatividad el oxígeno, O ($Z = 8$), o el selenio Se ($Z = 34$).
- ¿Qué elemento tendrá mayor electronegatividad: el aluminio, Al ($Z = 13$), o el silicio Si ($Z = 14$)? ¿Por qué?

Solucionario

2.11. La plata tiene mayor radio atómico debido a que tiene un nivel más de energía.

2.12. Sr, Zr, Cd.

2.13. $1s^2 2s^1$. El electrón de 2s debido a que está en la parte externa del átomo.

2.14. Cloro, debido a su posición en la tabla periódica, tiende a ser más electronegativo

2.15. Cloro, debido a su posición en la tabla periódica, tiende a ser más electronegativo

2.16. El oxígeno por un tamaño menor.

2.17. El silicio por tener un número atómico mayor y ser más pequeño.

Tema

Metales y no metales

Planteamiento del problema

En este experimento se trata de explicar cómo se pueden generar una cantidad infinita de elementos químicos, a través de la unión de elementos metálicos y no metálicos, presentes en la tabla periódica.

Además, se busca diferenciar las propiedades físicas y químicas de los metales y no metales, con el propósito de establecer conclusiones científicamente verdaderas.

Formulación de la hipótesis

Los metales y no metales reaccionan de manera distinta en presencia de oxígeno molecular, agua y ácido clorhídrico.

Experimentación

1. Observa la cinta de magnesio y el polvo de azufre, e identifica cuál de ellos tiene brillo.
2. Lleva a la llama del mechero la cinta de magnesio, sujetándola con la pinza de crisol; observa la reacción.
3. Coloca el residuo o ceniza en un vaso de precipitación que contenga 25 mL de agua.
4. Agita e introduce el papel universal y verifica si el compuesto es ácido o básico.
5. Coloca en la cuchara de deflagración una porción de azufre y caliéntala en el mechero hasta que arda. Introduce esta cuchara en el matraz, que debe contener 25 mL de agua; no dejes que la cuchara toque el agua y tapa el frasco con papel, para evitar que salga el gas. Espera 1 minuto antes de retirar la cuchara; luego, agita cubriendo la boca del matraz; por último, introduce el papel universal y verifica los cambios.
6. En un vaso de precipitación, coloca la cinta de magnesio, y en el otro, una porción pequeña de azufre; añade a cada vaso 10 mL de HCl y observa lo que sucede.



Experimento

TEMA:

Metales y no metales

INVESTIGAMOS:

La tabla periódica está formada por metales y no metales, de la unión de estos dos obtenemos una infinidad de elementos químicos.

OBJETIVO:

Diferenciar las propiedades físicas y químicas de los metales y no metales.

MATERIALES:

- Mechero
- cuchara de deflagración
- vaso de precipitación
- pinza para crisol
- pipeta
- matraz Erlenmeyer
- espátula
- cinta de magnesio
- azufre en polvo
- ácido clorhídrico (HCl) al 10%
- agua
- papel universal.

PROCESOS:

Antes de empezar con la práctica, por medidas de seguridad es obligatorio el uso de mandil y gafas.

Observa la cinta de magnesio y el polvo de azufre, e identifica cuál de ellos tiene brillo.

Lleva a la llama del mechero la cinta de magnesio, sujetándola con la pinza de crisol; observa la reacción. Coloca el residuo o ceniza en un vaso de precipitación que contenga 25 mL de agua. Agita e introduce el papel universal y verifica si el compuesto es ácido o básico.

Coloca en la cuchara de deflagración una porción de azufre y caliéntala en el mechero hasta que arda. Introduce esta cuchara en el matraz, que debe contener 25 mL de agua; no dejes que la cuchara toque el agua y tapa el frasco con papel, para evitar que salga el gas. Espera 1 minuto antes de retirar la cuchara; luego, agita cubriendo la boca del matraz; por último, introduce el papel universal y verifica los cambios.

En un vaso de precipitación, coloca la cinta de magnesio, y en el otro, una porción pequeña de azufre; añade a cada vaso 10 mL de HCl y observa lo que sucede.

En la siguiente tabla, presenta tus resultados:

Elementos	Brillo	Reacción con O_2	Reacción con H_2O	Reacción con HCl	Papel Universal
Metal					
No metal					

Imagen de referencia

Conclusiones

En base al experimento realizado se comprobó la hipótesis planteada ya que efectivamente los metales y no metales reaccionan de manera distinta en presencia de oxígeno molecular, agua y ácido clorhídrico. De igual forma las características físicas son distintas como la ausencia o presencia de brillo.

2



Resumen

1. Ley periódica
2. Energía de ionización
3. Afinidad electrónica
4. Electronegatividad

La **tabla periódica** permite establecer relaciones entre los átomos, sus propiedades y su comportamiento químico. Muchas propiedades físicas o químicas de los elementos varían cuando se sitúan por orden creciente de su número atómico.

La tabla periódica está agrupada por siete períodos (filas) y dieciocho grupos (columnas).

1. Los **alcalinos** son los elementos de la familia 1A.
2. Los **alcalinotérreos** son los elementos de la familia 2A.
3. Los **carbonoideos** son los elementos de la familia 3A y 4A.
4. Los **nitrogenoideos** son los elementos de la familia 5A.
5. Los **calcógenos** son los elementos de la familia 6A.
6. Los **halógenos** son los elementos de la familia 7A.
7. Los **gases nobles** son los elementos de la familia 8A, es un conjunto de 6 elementos que se encuentra en estado natural en estado gaseoso.
8. Los **metales de transición**, junto con los **lantánidos** y los **actínidos** se encuentran en la familia B.

Las propiedades pueden:

- **Físicas** como por ejemplo: consistencia dura, brillantes, resistentes, maleables, conductores de calor, altas densidades, entre otras.
- **Químicas** ocurren principalmente cuando hay algún cambio en la composición de un material, elemento o sustancia.

Las propiedades periódicas de la tabla periódica pueden ser:

- **Radio atómico** es el tamaño del radio del átomo. La tendencia creciente en la tabla periódica es de derecha a izquierda y de arriba a abajo.
- **Radio iónico** es el radio del átomo, pero de iones. Mientras más carga, se espera un tamaño mayor. Si comparamos el tamaño de un catión y un anión, el anión será más grande por la mayor cantidad de electrones.
- **Energía de ionización** es la energía necesaria para mover un electrón. La tendencia creciente en la tabla periódica es de izquierda a derecha y de abajo a arriba.
- **Afinidad electrónica** es la energía que se da cuando un átomo neutro adquiere un electrón, intercambia energía con el medio y lo transforma en anión. La tendencia creciente en la tabla periódica es de derecha a izquierda y de arriba a abajo.
- **Electronegatividad** es la capacidad de un elemento para atraer un electrón y formar un enlace químico. La tendencia creciente en la tabla periódica es de izquierda a derecha y de abajo a arriba.

Orientación didáctica

- En esta carilla se observan todos los conceptos vistos a lo largo de la unidad

Actividades complementarias

- Dinámica de resumen

Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito o en forma de mapa conceptual o en forma de esquema. Proponer que los estudiantes realicen una votación de cuál fue el mejor resumen.

- Folio giratorio

El docente o un estudiante puede leer el resumen mientras todos hacen acotaciones de los temas, para realizar en forma de repaso teórico de lo abordado en clase.

- Mapa conceptual

Realizar un mapa conceptual acerca de los compuestos aromáticos y sus usos.

Orientación didáctica

- Observar las aplicaciones más actuales de los temas abordados en la unidad. Se busca generar interés del estudiante por la ciencia. Cuando una persona tiene algo más visual puede darse cuenta de si le gusta o no. Incluso el si yo fuera, puede guiar al estudiante hacia una carrera definida.

Actividades complementarias

- Trabajo escrito

El estudiante deberá realizar un resumen de la noticia que quiera de la zona wifi y exponer a la clase.
- Dinámica de socialización

El docente puede leer las noticias y de manera ordenada, se pueden ir discutiendo temas relacionados al tema leído.

ZONA

Comunicaciones científicas



Esquema de Auggo

Una de las características más interesantes del modo de proceder de los investigadores de este siglo, es la comunicación de sus trabajos y de los resultados obtenidos.

Sin embargo, no siempre ha sido así. En épocas anteriores los descubrimientos científicos quedaban relegados, en buena medida, a reducidos círculos de personas.

Los alquimistas medievales habían legado, incluso, a inven-

tor códigos y a escribir intencionalmente en lenguaje confuso para inducir a error a los que pusieran en práctica sus recetas y explicaciones.

Actualmente, la televisión, la prensa diaria y la radio se preocupan por divulgar cuanto antes los avances científicos al público en general. Otros medios más especializados, como las revistas científicas, los libros, Internet, los congresos y las reuniones de investigadores, permiten su divulgación en ámbitos científicos.

Hoy en día se publica con mayor rapidez cualquier nueva observación o descubrimiento, y no se considera totalmente válida hasta que por lo menos otro equipo de investigadores repite y confirma los resultados.

Alimentación

Ingeniero agrónomo mejoraría los métodos de conservación de los suelos y de las fuentes de agua, para aumentar la producción de los cultivos agrícolas y así satisfacer las necesidades alimentarias de la población.



Avances científicos

El desarrollo de las comunicaciones científicas ha impulsado los descubrimientos y sus aplicaciones prácticas. La realidad es la ciencia actual se ha puesto de manifiesto en su progreso a lo largo del siglo XX. En pocos años, los seres humanos hemos llegado al interior del átomo y al exterior del planeta tierra.



Investigación en laboratorio

Nuestra sociedad industrializada se fundamenta en los descubrimientos científicos de los últimos siglos, y en las innumerables aplicaciones tecnológicas que se han hecho a partir de ellos. Nuestra próspera sociedad, la producción industrial, nuestras máquinas, la salud, el aprovechamiento de las fuentes de energía, la agricultura, los medios de comunicación, etc., todo giran en torno a descubrimientos científicos.

Sin embargo, el mismo adelanto científico-tecnológico que ha mejorado nuestras condiciones de vida se le puede acudir de los problemas de contaminación, desempleo, desertización, etc. Entonces, ¿es la ciencia una herramienta que nos asegura un futuro mejor, o es la que provoca los males de la humanidad?

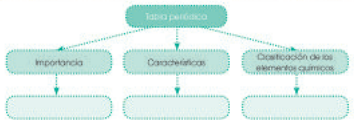


Para finalizar

- Un átomo neutro posee nueve protones y diez neutrones. **Determina** su número atómico (A) y su número másico (Z).
- Señala** cuántas electrones puede haber en cada uno de los subniveles del nivel 3.
- Indica** cuál fue el criterio que siguieron Mendeléiev y Meyer para ordenar los elementos, y **localiza** en la tabla cuáles deberían cambiar de lugar si se siguiera este criterio de ordenación.
- Cierta elemento tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2$. **Razona** a qué grupo y a qué periodo pertenece. **Indica** de qué elemento se trata.
- Los elementos de la tabla periódica se clasifican en metales, no metales, halógenos y gases nobles. ¿A qué grupo pertenecerían?
- Escribe** las configuraciones electrónicas del berilio, el magnesio y el calcio, y **explica** si estos elementos ganan o pierden electrones para adquirir una estructura estable.
- Indica** cuáles de los elementos siguientes son metales y cuáles son no metales: boro, azufre, flúor, cesio, carbono, aluminio, fósforo, oro, hierro y litio.
- Ordena** estos elementos de mayor a menor carácter metálico: fósforo, flúor, cesario, sodio, francio y galio.
- Explica** cómo varía el tamaño de los átomos según la disposición de los elementos en la tabla periódica.
- Razona**, en función del número de electrones que cubren en cada nivel energético, cuál será el número de elementos del periodo 4.
- Indica** qué criterio se ha seguido para ordenar los elementos en el sistema periódico actual.
- Averigua** el número atómico de los tres primeros elementos del grupo 17 y **escribe** sus configuraciones electrónicas. ¿Se trata de metales o de no metales?
- Explica** la diferencia que existe entre los metales y no metales en cuanto a los mecanismos de conducción de calor y de electricidad.
- Escribe** los nombres y los símbolos de:
 - Los elementos del grupo 17
 - Los elementos de los lanthanidos
 - Los semimetales del grupo 15

66

- Ordena** en forma creciente respecto a la electronegatividad:
 - Be, K, Cs
 - Br, Se, F
 - Cs, Ca, Ba
- Busca** en la tabla periódica los metales alcalinos del grupo 1 y del sodio. ¿Qué observas de peculiar?
- Clasifica** según su carácter metálico los siguientes elementos: mercurio, azufre, calcio, estaño, cesio, plomo, fósforo y yodo.
- Escribe** tres características de los gases nobles.
- Señala** qué periodo no corresponde al siguiente grupo de la tabla periódica:
 - helio - argón
 - sodio - calcio
 - calcio - potasio
 - oxígeno - azufre
 - nitrogeno - fósforo
- Señala** a qué grupo pertenecen el argón, el selenio y el vanadio.
 - alcalinos térreos
 - alcalinos
 - halógenos
 - monovalentes
 - gases nobles
- Completa** el siguiente mapa conceptual sobre la tabla periódica:
- Ordena** en forma decreciente respecto a la energía de ionización:
 - Cl, Se, Po
 - Br, Ca, N
 - N, Cl, Fe



AUTOEVALUACIÓN

- A Reflexiona y autoevalúate en tu cuaderno:**
- Trabajo personal**
 - ¿Cómo me siento respecto a este tema?
 - ¿Qué he aprendido?
 - ¿Qué dificultades he encontrado?
 - Trabajo en equipo**
 - ¿Me siento cómodo colaborando?
 - ¿He aportado mi opinión de forma adecuada?
 - Escribe** la opinión de tu familia.
 - Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

67

Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.

Actividades complementarias

- Trabajo en grupo o trabajo en casa

Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

- Actividad en grupo

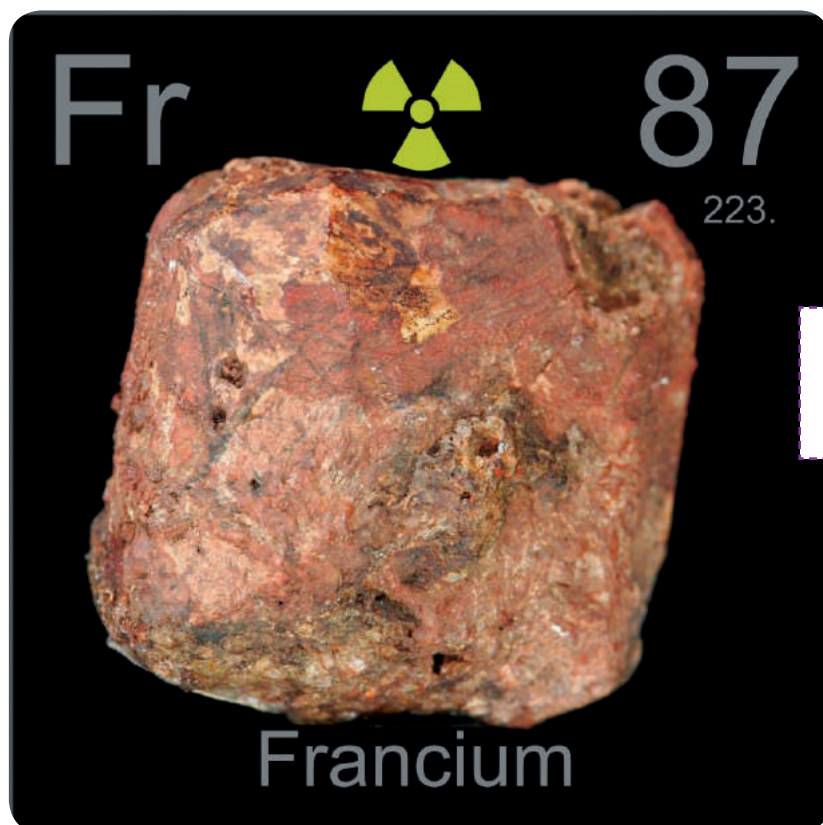
Formar grupos para la resolución de ejercicios de esta sección. El intercambio de ideas y de criterios fortalecerá los conocimientos y la manera de ejecutarlos en los ejercicios.

- Ejercicios adicionales

Cada estudiante deberá proponer un ejercicio con la respectiva resolución. El docente deberá elegir las mejores preguntas y a final de esta sección podría exponer las preguntas con las respectivas soluciones.

Realizar un mapa conceptual acerca de los compuestos aromáticos y sus usos.

- Número atómico = 9 y número másico = 19.
- $s=2$, $p=6$ y $d=10$
- De acuerdo a su masa atómica y propiedades semejantes. Lantánidos y actínidos.
- Aluminio.
- 1,2, 17 y 18.
- Berilio: $1s^2 2s^2$
Magnesio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Calcio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
Van a perder electrones.
- Metales: bario, titanio, cesio, aluminio, hierro, litio.
No metales: azufre, carbono, fósforo, cloro.
- Francio, circonio, rodio, galio, fósforo, flúor.
- De arriba hacia abajo en un grupo aumenta por una mayor cantidad de niveles de energía. De izquierda a derecha en un período disminuye por un mayor número atómico.
- Respuesta abierta.
- Número atómico.



Francium de latin Francio, cuyo número atómico es 87 y cuya masa atómica es de 223.

12.

Flúor: $1s^2 2s^2 2p^5$

Cloro: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Bromo: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

No metales

13. Metales tienen electrones deslocalizados que conducen electricidad. Los no metales no y por lo tanto no pueden conducir la electricidad. Por esto mismo los metales pueden conducir calor y los no metales de una forma mucho menos efectiva.

14.

a. Flúor (F), Cloro (Cl), Bromo (Br), Yodo (I), Astatato (At).

b. Cerio (Ce), Praseodimio (Pr), Neodimio (Nd), Prometio (Pm), Samario (Sm), Europio (Eu), Gadolinio (Gd), Terbio (Tb), Disprosio (Dy), Holmio (Ho), Erblio (Er), Tulio (Tm), Iterbio (Yb), Lutecio (Lu).

c. Arsénico (As), Antimonio (Sb).

15.

a. Cs, K, Be.

b. Tl, Ge, F.

c. Ra, Co, Cu

16. La masa del telurio es mayor que la del yodo.

17. Calcio > Cerio > Plata > Mercurio > Estaño > Silicio > Fósforo > Azufre

18. Monoatómicos, reactividad, incoloros.

19. b.

20. e.

21.

- Importancia: presentar los elementos conocidos de forma ordenada y comprensible.
- Características: se divide en grupos (verticalmente) y períodos (horizontalmente), presenta los metales en el lado izquierdo, los no metales al lado derecho, los gases nobles al extremo derecho.
- Clasificación de los elementos químicos: metales, no metales, metaloides, gases nobles.

23.

a. Cl, Se, Pb.

b. N, Ca, Ba.

c. Fe, Cr, V.

RECURSOS PARA FOMENTAR EL INGENIO EN EL AULA

El enlace químico

Experimento

TEM: Energía y comunicación inalámbrica

OBJETIVO

Identificar algunas características de los componentes de un enlace inalámbrico y su funcionamiento.

MATERIAS

- Algunos materiales y provisiones.
- Un cable de alimentación de 30 mV.
- Un cable de 10 m de longitud.
- Un cable de 10 m de longitud.
- Un cable de 10 m de longitud.

PROCEDIMIENTO

1. Conectar los cables en un punto de conexión. Verificar que los cables estén bien conectados. 2. Encendido de la energía eléctrica. 3. Verificar que los cables estén bien conectados. 4. Verificar que los cables estén bien conectados. 5. Verificar que los cables estén bien conectados.

Proyecto

FACTORES QUE INFLUYEN EN LA SOLUBILIDAD

OBJETIVO

Analizar los factores que influyen en la solubilidad de un sólido en un líquido.

MATERIAS

- Sólidos de diferentes tipos.
- Líquidos de diferentes tipos.
- Recipientes de laboratorio.

PROCEDIMIENTO

1. Preparar una solución saturada de un sólido en un líquido. 2. Cambiar un factor (temperatura, naturaleza del sólido, naturaleza del líquido). 3. Observar el cambio en la solubilidad.

ZONA

Características físicas del elemento número 113 de la tabla periódica

Interés social

El descubrimiento de nuevos elementos en la tabla periódica es un proceso que involucra a científicos de todo el mundo. Este proceso es un ejemplo de cómo la ciencia avanza a través de la colaboración y el descubrimiento.

Un paso en el camino

Elemento	Grupo	Período	Configuración electrónica
Hidrógeno	1	1	1s ¹
Helio	18	1	1s ²
Litio	1	2	1s ² 2s ¹
Berilio	2	2	1s ² 2s ²
Boro	13	2	1s ² 2s ² 2p ¹
Carbono	14	2	1s ² 2s ² 2p ²
Nitrógeno	15	2	1s ² 2s ² 2p ³
Oxígeno	16	2	1s ² 2s ² 2p ⁴
Flúor	17	2	1s ² 2s ² 2p ⁵
Neón	18	2	1s ² 2s ² 2p ⁶

El átomo y las computadoras

OBJETIVO

Analizar el átomo y su estructura interna.

MATERIAS

- Modelos de átomos.
- Diagramas de estructura atómica.

PROCEDIMIENTO

1. Observar los modelos de átomos. 2. Analizar los diagramas de estructura atómica. 3. Comparar los modelos con los diagramas.

El átomo más chico en el mundo

OBJETIVO

Analizar el átomo más pequeño y su estructura.

MATERIAS

- Diagramas de estructura atómica.
- Modelos de átomos.

PROCEDIMIENTO

1. Observar los diagramas de estructura atómica. 2. Analizar los modelos de átomos. 3. Comparar los modelos con los diagramas.

EN GRUPO

1. Identifiquen cuál de estos ejemplos son sustancias: a. Sal de mesa b. Ráfate c. Leche condensada d. Polvo de hornear
2. Expliquen cómo prepararían una solución homogénea.

Resonancia

El fenómeno de resonancia ocurre cuando un sistema oscila con mayor amplitud al recibir energía externa en su frecuencia natural. Este fenómeno se puede observar en muchos sistemas físicos y químicos.

11. Formación de átomos

El universo está formado por diferentes tipos de átomos. La formación de los átomos ocurre a través de procesos nucleares que involucran la fusión y fisión de núcleos.

1.2. Teoría atómica

El átomo está formado por un núcleo central rodeado por electrones que ocupan orbitales. La teoría atómica describe cómo se organizan los electrones en los orbitales de un átomo.

3 El enlace químico

CONTENIDOS:

- El enlace químico
 - Representación de Lewis
 - Energía y estabilidad
 - Formación de iones
 - Enlace químico
 - Clases de enlaces
 - Compuestos iónicos
 - Compuestos covalentes
 - Fuerzas de atracción intermolecular
 - Enlace metálico

Noticia
Así como
 El descubrimiento de 1957 del hidrógeno atómico...
[http://googl.es/1004](#)

Web
La industria química
 La química es la base de muchos productos...
[http://googl.es/1004](#)

Película
Enlace químico
 A lo largo del tiempo se han ido descubriendo...
[http://googl.es/1004](#)

Bloques curriculares	Contenidos
El mundo de la química Ciencia en acción	3. El enlace químico
	3.1. Representación de Lewis
	3.2. Energía y estabilidad
	3.3. Formación de iones
	3.4. Enlace químico
	3.5. Clases de enlaces
	3.6. Compuestos iónicos
	3.7. Compuestos covalentes
	3.8. Fuerzas de atracción intermolecular
3.9. Enlace metálico	

PLANIFICACIÓN MICROCURRICULAR						
Nombre de la institución						
Nombre del Docente					Fecha	
Área	Ciencias Naturales	BGU	Primero	Año lectivo		
Asignatura	Química			Tiempo		
Unidad didáctica	3 – El enlace químico					
Objetivo de la unidad	<p>OG.CN.1. Desarrollar habilidades de pensamiento científico con el fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico; demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico.</p> <p>OG.CN.2. Comprender el punto de vista de la ciencia sobre la naturaleza de los seres vivos, su diversidad, interrelaciones y evolución; sobre la Tierra, sus cambios y su lugar en el Universo, y sobre los procesos, físicos y químicos, que se producen en la materia.</p> <p>OG.CN.3. Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental.</p> <p>OG.CN.6. Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales.</p> <p>OG.CN.9. Comprender y valorar los saberes ancestrales y la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural, considerando la acción que estos ejercen en la vida personal y social.</p> <p>OG.CN.10. Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad.</p>					
Criterios de Evaluación	CE.CN.Q.5.4. Argumenta con fundamento científico que los átomos se unen debido a diferentes tipos de enlaces y fuerzas intermoleculares y que tienen la capacidad de relacionarse de acuerdo a sus propiedades al ceder o ganar electrones.					

¿Qué van a aprender? DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO	¿Cómo van a aprender? ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE (Estrategias Metodológicas)	RECURSOS	¿Qué y cómo evaluar? EVALUACIÓN
			Indicadores de Evaluación de la unidad
<p>CN.Q.5.1.8. Deducir y explicar la unión de átomos por su tendencia a donar, recibir o compartir electrones para alcanzar la estabilidad del gas noble más cercano, según la teoría de Kössel y Lewis.</p> <p>CN.Q.5.1.9. Observar y clasificar el tipo de enlaces químicos y su fuerza partiendo del análisis de la relación existente entre la capacidad de transferir y compartir electrones y la configuración electrónica, con base en los valores de la electronegatividad.</p> <p>CN.Q.5.1.10. Deducir y explicar las propiedades físicas de compuestos iónicos y covalentes desde el análisis de su estructura y el tipo de enlace que une a los átomos, así como de la comparación de las propiedades de sustancias comúnmente conocidas.</p> <p>CN.Q.5.1.11. Establecer y diferenciar las fuerzas intermoleculares partiendo de la descripción del puente de hidrógeno, fuerzas de London y de Van der Waals, y dipolo-dipolo</p>	<p>Se sugiere iniciar con una serie de preguntas para observar lo que conocen a cerca de los enlaces, ¿Qué son los enlaces químicos? ¿Qué conoces sobre los enlaces? Leer la noticia, web y película facilitará la comprensión del tema de la unidad.</p> <p>Iniciar la clase con una explicación de la representación de las moléculas en el espacio. Iniciar con la representación de Lewis, enunciando, explicando y realizando varios ejemplos que denoten la regla del octeto. Apoyarse en los ejercicios resueltos, para fortalecer los conocimientos de los estudiantes y realizar los ejercicios del libro en grupo para socializar las respuestas.</p> <p>Establecer la diferencia entre la energía y la estabilidad de los compuestos, ¿cómo y por qué cambian estos factores en algunas moléculas? Explicar detalladamente cómo se forma un enlace, la definición y los tipos de enlaces que existen. Socializar la información para así introducir a los compuestos iónicos y covalentes, fuerzas de atracción intermolecular y enlace metálico. Apoyarse en los videos, material, ejercicios resueltos para asegurar una comprensión e interés.</p>	<p>Texto</p> <p>Cuadernos</p> <p>Videos</p> <p>Pizarra</p> <p>Materiales de laboratorio como balanza analítica o electrónica, espátula, pesamuestras, vasos de precipitación, pipeteadores, pipetas volumétricas o graduadas, agua destilada, picetas</p> <p>Probeta, vidrio reloj, varilla de agitación, papel absorbente, sustancias sólidas como sal, azúcar, urea, sulfato de cobre (II), cinc y aluminio.</p> <p>Mandil, gafas, guantes, calculadora y tabla periódica.</p>	<p>I.CN.Q.5.4.1. Argumenta con fundamento científico que los átomos se unen debido a diferentes tipos de enlaces y fuerzas intermoleculares, y que tienen la capacidad de relacionarse de acuerdo a sus propiedades al ceder o ganar electrones. (I.2.)</p>
*Adaptaciones curriculares			
Especificación de la necesidad educativa		Especificación de la adaptación a ser aplicada	

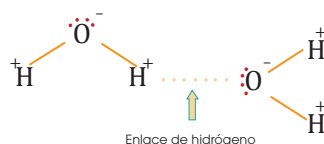
AMPLIACIÓN DE CONTENIDOS

1. Puente de Hidrógeno



<http://googl/fxMczc>

Una característica de las fuerzas de dispersión, que se llama puente de hidrógeno. Puede darse esto, cuando nos encontramos con un tipo especial dipolo-dipolo. Estas pueden ser cuando el hidrógeno de una molécula, se encuentra enlazada a átomos como el O, N, F.



El agua es el elemento fundamental de la Tierra; fue el lugar donde comenzó la vida. Las moléculas de agua participan en muchas reacciones químicas necesarias para sustentar la vida; la mayoría de las células se encuentran rodeadas por agua alrededor de un 70 a 95%.

Se lo encuentra en tres diferentes estados líquido, sólido y gaseoso, y su abundancia es necesaria para que la tierra sea habitable. La molécula H_2O está compuesta por dos moléculas de hidrogeno con una carga positiva parcial y una de oxigeno con una carga negativa parcial unidas por enlaces covalentes teniendo como resultado una molécula polar.

Tiene propiedades emergentes que contribuyen a la adaptabilidad de la tierra para la vida. Estas son: comportamiento cohesivo, capacidad para regular la temperatura, versatilidad como solvente y expansión al congelarse.

Las moléculas de agua se mantienen unidas unas con otras como resultados de los enlaces de hidrogeno. Cuando se encuentra en estado líquido sus enlaces son más débiles que los enlaces covalentes y pueden romperse y formarse con facilidad.

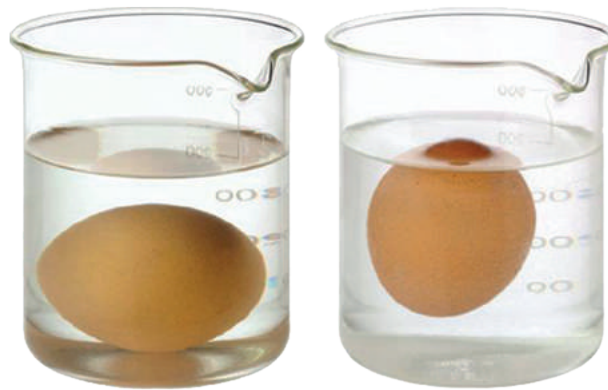
La cohesión debido a los enlaces de hidrogeno contribuye al transporte de agua y nutrientes disueltos en contra de la gravedad en las plantas. Mediante la adhesión el agua contrarresta la fuerza descendente y sube a través de las paredes de la planta. Relacionada también a la cohesión, está la tensión superficial una medida de la dificultad para estirar o romper la superficie de un líquido. El agua tiene una tensión superficial que los otros líquidos.

2. Propiedades del agua

El agua regula la temperatura del aire al observar el calor más caliente y liberar el calor almacenado más frío. Gracias a su calor específico, es eficaz como banco de calor porque puede absorber grandes cantidades con un leve cambio en su temperatura, lo que permite mantener una temperatura ideal dentro y fuera de los organismos vivos.

Propiedades importantes son importantes como, por ejemplo:

1. Tensión superficial, es cuando un objeto puede soportar un determinado peso.



La determinación ocurre colocando objetos cada vez más pesados sobre el agua. Si colocas dicho peso adicional y el objeto se hundió en el agua, eso quiere decir que algunas sustancias tienen materias.

2. Viscosidad, es la medida de resistencia de un líquido a fluir por una pendiente determinada. Los líquidos son las sustancias que únicamente pueden estar, para abordar este tema
Para obtener la viscosidad, se toma el tiempo en el que me muestra se demora de llegar desde la cima hasta el inicio.

3. Propiedades de los Líquidos

El estudio de las propiedades físicas de los líquidos y su comparación con las de los sólidos y gases nos ha ayudado a comprender un poco más el mundo que nos rodea. Muchas de las propiedades físicas son determinadas por el tipo de interacciones intermoleculares que existen en las moléculas de una materia en un determinado estado.

4. Tensión Superficial

La tensión superficial es, como su nombre lo indica, la tensión creada en la superficie de un líquido a raíz de la presión ejercida por las moléculas adyacentes a aquellas en la superficie.

Las moléculas líquidas tienden a ejercer una presión en todas las direcciones entre ellas; sin embargo, aquellas moléculas que se encuentran en la superficie del líquido no tienen una presión ejercida por moléculas encima de ellas (no hay moléculas encima de ellas) y, por ende, se crea una aparente "tensión" en la superficie del líquido.

1. Teniendo en cuenta el número atómico de los elementos siguientes, **indica** cuántos electrones tiene cada uno en el nivel más externo:

carbono ($Z = 6$)

nitrógeno ($Z = 7$)

oxígeno ($Z = 8$)

cloro ($Z = 17$).

—**Señala** cuántos electrones debe adquirir cada uno de ellos para conseguir el octeto electrónico.

2. **Escribe** la estructura electrónica de los gases nobles He, Ne, Ar, Kr, Xe y Ra cuyos números atómicos son, respectivamente, 2, 10, 18, 36, 54 y 86.

—A partir de su estructura, **justifica** su estabilidad.

3. La estructura electrónica externa $1s^2$ es también particularmente estable.

a. **Indica** a qué gas noble corresponde.

b. **Señala** cuántos electrones debe intercambiar el hidrógeno ($Z = 1$) para alcanzar dicha estructura.

4. Razona por qué aparecen fuerzas repulsivas al aproximarse dos átomos o iones para unirse mediante enlace químico.

5. **Escribe** las estructuras electrónicas de los iones S^{2-} , I^- , Cu^{2+} , Ag^+ y Fe^{2+} .

6. **Escribe** las reacciones de formación de los iones obtenidos en cada uno de los casos siguientes:

a. El plomo cede 4 electrones.

b. El oxígeno adquiere 2 electrones.

c. El carbono adquiere 4 electrones.

—**Justifica** la formación de los iones a partir de la estructura electrónica del átomo neutro.

—**Indica** a qué gas noble corresponden las estructuras electrónicas formadas y la valencia iónica de cada elemento.

7. **Escribe y nombra** las fórmulas empíricas de los compuestos formados al unirse los siguientes pares de iones:

a. Cs^+ y S^{2-}

8. Razona cuál debe ser la fórmula del compuesto iónico formado por potasio y oxígeno. Ten en cuenta:

- Las estructuras electrónicas de los dos elementos.
- Los electrones que deben transferirse.
- La neutralidad del compuesto resultante.

—**Dibuja** un esquema de la formación de los iones y de su unión.

9. **Explica** el significado de la frase: El índice de coordinación de los iones del compuesto iónico ZnS es 4.

10. **Escribe** las estructuras de Lewis de los siguientes átomos: bromo, magnesio, fósforo, oxígeno, carbono y argón.

11. **Deduce** la estructura de Lewis de las moléculas siguientes:

H_2O , NH_3 , BeCl_2 , BCl_3 , SCl_2 , CO_2 , SO_2 , SO_3 , CH_4 , HClO , H_2CO_3 , HNO_2 .

12. **Escribe** las estructuras de Lewis de los iones:

Br^-

O^{2-}

P^{3-} .

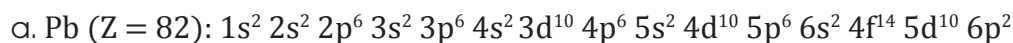
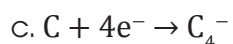
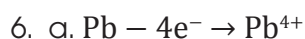
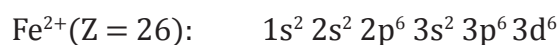
1. C(Z = 6) $1s^2 2s^2 2p^2$ 4 electrones
 N(Z = 7) $1s^2 2s^2 2p^3$ 5 electrones
 O(Z = 8) $1s^2 2s^2 2p^4$ 6 electrones
 Cl (Z = 17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 7 electrones
 C debe adquirir 4 electrones.
 N debe adquirir 3 electrones.
 O debe adquirir 2 electrones.
 Cl debe adquirir 1 electrón.

2. He(Z = 2) $1s^2$
 Ne (Z = 10) $1s^2 2s^2 2p^6$
 Ar (Z = 18) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 Kr (Z = 36) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
 Xe(Z = 54) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
 Rn(Z = 86) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

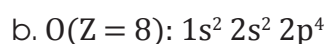
—Son tan estables porque todos tienen 8 electrones en el nivel de valencia excepto el He, cuya estructura estable es $1s^2$ y su tendencia a ceder, ganar o compartir electrones es nula.

3. — Corresponde al gas helio (He).
 — El hidrógeno: H(Z = 1) $1s^1$, debe ganar 1 electrón para alcanzar la estructura del helio.
4. Porque al aproximarse las nubes electrónicas, formadas por electrones, se aproximan cargas del mismo signo (negativas) y entre ellas aparecen fuerzas de repulsión.
 También aparecen fuerzas de repulsión entre los núcleos (cargas positivas), pero pueden ser apantalladas si los electrones se colocan entre los núcleos.

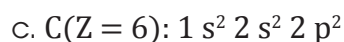
5. S^{2-} (Z = 16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 I^- (Z = 53): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
 Cu^{2+} (Z = 29): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
 Ag^+ (Z = 47): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$



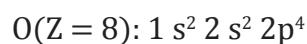
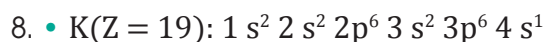
- Pierde 4 electrones para tener el último nivel, 5, lleno.
- La estructura electrónica formada es la del xenón.
- Valencia iónica 4 +.



- Necesita 2 electrones para tener el último nivel con 8 electrones.
- La estructura electrónica formada es la del neón.
- Valencia iónica 2-.

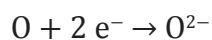


- Necesita 4 electrones para tener el nivel de valencia con 8 electrones.
- La estructura electrónica formada es la del neón.
- Valencia iónica 4-.



El átomo de oxígeno precisa 2 electrones para llegar a tener configuración estable, mientras que un átomo de potasio debe perder 1 electrón.

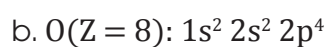




- Para que el compuesto resultante sea neutro, cada átomo de potasio debe transferirle 1 electrón al átomo de oxígeno, de manera que se necesitan dos átomos de potasio por cada átomo de oxígeno.

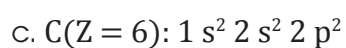
La fórmula será: K_2O

- Valencia iónica 4 +.



- Necesita 2 electrones para tener el último nivel con 8 electrones.
- La estructura electrónica formada es la del neón.

- Valencia iónica 2-.



- Necesita 4 electrones para tener el nivel de valencia con 8 electrones.
- La estructura electrónica formada es la del neón.
- Valencia iónica 4-.

9. a. Cs_2S Sulfuro de cesio

b. Rb_3PO_4 Fosfato de rubidio

10. • K(Z = 19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

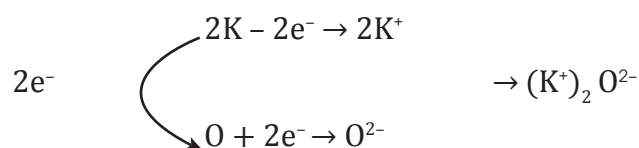
O(Z = 8): $1s^2 2s^2 2p^4$

El átomo de oxígeno precisa 2 electrones para llegar a tener configuración estable, mientras que un átomo de potasio debe perder 1 electrón.



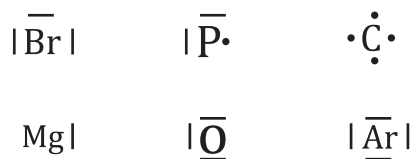
• Para que el compuesto resultante sea neutro, cada átomo de potasio debe transferirle 1 electrón al átomo de oxígeno, de manera que se necesitan dos átomos de potasio por cada átomo de oxígeno.

La fórmula será: K_2O



11. El índice de coordinación de los iones del compuesto iónico ZnS es 4. Quiere decir que un ion S^{2-} está rodeado de 4 iones Zn^{2+} que se encuentran, los cuatro, a la misma distancia, y cada ion Zn^{2+} está rodeado de otros 4 iones S^{2-} que se encuentran también a la misma distancia.

12.



CICLO DEL APRENDIZAJE

¿Cómo dinamizo el aula?

Criterios de evaluación

CE.CN.Q.5.3. Analiza la estructura electrónica de los átomos a partir de la posición en la tabla periódica, la variación periódica y sus propiedades físicas y químicas, por medio de experimentos sencillos.

Destrezas con criterios de desempeño

- CN.Q.5.1.8. Deducir y explicar la unión de átomos por su tendencia a donar, recibir o compartir electrones para alcanzar la estabilidad del gas noble más cercano, según la teoría de Kössel y Lewis.
- CN.Q.5.1.9. Observar y clasificar el tipo de enlaces químicos y su fuerza partiendo del análisis de la relación existente entre la capacidad de transferir y compartir electrones y la configuración electrónica, con base en los valores de la electronegatividad.
- CN.Q.5.1.10. Deducir y explicar las propiedades físicas de compuestos iónicos y covalentes desde el análisis de su estructura y el tipo de enlace que une a los átomos, así como de la comparación de las propiedades de sustancias comúnmente conocidas.
- CN.Q.5.1.11. Establecer y diferenciar las fuerzas intermoleculares partiendo de la descripción del puente de hidrógeno, fuerzas de London y de Van der Waals, y dipolo-dipolo

Ciclo de aprendizaje

Experiencia:

El profesor o profesora activa su trabajo en el aula observando las imágenes de los textos, en los alumnos:

- Aplicar técnica de lluvia de ideas para el desarrollo de los contenidos y comprensión de los contenidos.
- Aplicar técnicas individuales o grupales para captar la atención para que entiendan por experiencias propias o de otros estudiantes.

Reflexión:

El profesor o profesora menciona diversos ejemplos, fotos, videos del texto haciendo que el estudiante se interese:

- Mejorar destrezas de comprensión, conceptualización y análisis.

Conceptualización:

Mediante los recursos del libro: imágenes, videos, actividades el docente hace al estudiante:

- Ampliar su conocimiento visual y literario con imágenes y términos nuevos.
- Comprender las imágenes y comprender el concepto.

Aplicación:

Para comprobar la comprensión de los estudiantes se va a usar las:

- Actividades de Experimentación: Reto
- Actividades de Evaluación de contenidos propuestos en la unidad mediante aplicación de: Resumen, Para finalizar, Alto en el camino.

BANCO DE PREGUNTAS

1. Un enlace se forma cuando dos electrones se unen, pero al tener diferentes fuerza o estabilidades el electrón a veces puede tomar tiempo en estabilizarse dicho compuesto. ¿Qué ocurre con la energía de un enlace estable?

2. Cuando ganamos electrones, ganamos cargas negativas. A medida que más ganemos, más negativos estaremos. ¿Cuál es la diferencia en cuanto a ganancia o pérdida de electrones de un elemento electronegativo?

3. ¿Qué es un *enlace químico* y cuál es su relación con la regla del octeto?

4. Describe acerca del enlace simple, doble y triple. En base a tus respuestas razona y concluye cuál de los tres enlaces es más difícil de romper. Pista: imagínate que un compañero te da la mano y se aprietan para que nada los separe, la fuerza para separar sus manos sería un valor determinado. Ahora pensemos el caso que con tu compañero se den las dos manos y se aprieten para que nada los separe, ésta fuerza sería mayor comparada con la anterior porque tenemos más manos que separar.

5. ¿Quién introdujo la notación de Lewis? ¿Por qué lo hizo? ¿Crees que sirven las notaciones para comprender estabilidad o fuerzas de enlaces si pensamos en enlaces simples, dobles o triples?

6. ¿Cómo se representa un átomo de Lewis?

7. ¿Qué es la *regla del octeto*?

SOLUCIONARIO BANCO DE PREGUNTAS

1. Un enlace se forma cuando dos electrones se unen, pero al tener diferentes fuerza o estabilidades el electrón a veces puede tomar tiempo en estabilizarse dicho compuesto. ¿Qué ocurre con la energía de un enlace estable?

Para que se forme cualquier tipo de enlace estable, el sistema resultante debe tener menos energía que el que constituían las partículas aisladas. Es más, cuanto mayor sea la disminución de energía, mayor será la estabilidad del enlace y del sistema formado.

2. Cuando ganamos electrones, ganamos cargas negativas. A medida que más ganemos, más negativos estaremos. ¿Cuál es la diferencia en cuanto a ganancia o pérdida de electrones de un elemento electronegativo?

Un elemento muy poco electronegativo puede perder uno, dos o más electrones. Y, por el contrario, un elemento muy electronegativo puede ganar uno, dos o más electrones.

3. ¿Qué es un *enlace químico* y cuál es su relación con la regla del octeto?

Las fuerzas que unen a los átomos, los iones o las moléculas que forman las sustancias químicas (elementos y compuestos) de manera estable se denominan enlaces químicos.

En la formación de un enlace, los átomos tienden a ceder, ganar o compartir electrones hasta que el número de estos sea igual a ocho en su nivel de valencia.

4. Describe acerca del enlace simple, doble y triple. En base a tus respuestas razona y concluye cuál de los tres enlaces es más difícil de romper. Pista: imagínate que un compañero te da la mano y se aprietan para que nada los separe, la fuerza para separar sus manos sería un valor determinado. Ahora pensemos el caso que con tu compañero se den las dos manos y se aprieten para que nada los separe, ésta fuerza sería mayor comparada con la anterior porque tenemos más manos que separar.

Enlace simple.- los dos átomos comparten un par de electrones, por ejemplo el agua.

Enlace doble.- los átomos enlazados comparten dos pares de electrones, por ejemplo el oxígeno molecular.

Enlace triple.- los átomos enlazados comparten tres pares de electrones. Por ejemplo el nitrógeno molecular.

En enlace triple es el más difícil de romper de los tres enlaces.

5. ¿Quién introdujo la notación de Lewis? ¿Por qué lo hizo? ¿Crees que sirven las notaciones para comprender estabilidad o fuerzas de enlaces si pensamos en enlaces simples, dobles o triples?

El químico estadounidense Gilbert Newton Lewis introdujo la llamada notación de Lewis para representar los átomos y sus enlaces. Es útil porque podemos deducir propiedades que a simple vista, con una fórmula, muchas veces no las podemos notar.

6. ¿Cómo se representa un átomo de Lewis?

Para representar un átomo, escribimos el símbolo del elemento y lo rodeamos de tantos puntos como electrones de valencia tenga.

7. ¿Qué es la *regla del octeto*?

Por ello, en general, y aunque existen excepciones, se admite que los átomos de los elementos se rodeen de ocho electrones en el subnivel más externo para ganar estabilidad. Este comportamiento recibe el nombre de regla del octeto.

RECURSOS PROPIOS DEL ÁREA

Trabajo colaborativo

El trabajo colaborativo es un técnico grupal, en la que los estudiantes en base a un tema, desglosan ideas con el fin de resolver o plantear una temática. Al estar varias personas pensando en un mismo tema, no solamente fortalece temas sino también, ayuda a estudiantes a trabajar en equipo. El escuchar, hablar, respetar las opiniones de otro facilitarán el trabajo colaborativo.



<http://goo.gl/7DHHxN>

Para realizar un mapa mental, se debe colocar la idea general en el medio de la hoja, y se debe ir colocando los subtemas alrededor de la idea central, y así sucesivamente con los subtemas y demás. La recomendación es realizar la idea, los temas, subtemas y demás de diferentes colores con el fin de poder distinguir a una idea o tema general de una específica.



<http://goo.gl/kstVw2>

Técnica de lluvia de ideas

Es una técnica en la cual, varios miembros de un grupo o curso aportan ideas sobre un determinado tema. En primer lugar, debemos empezar por plantear todas las posibles ideas acerca de un tema determinado. Por más que una idea no tenga sentido, debe estar en la lista preliminar de las ideas.



<http://goo.gl/rsMRJM>

Después, se debe leer todas las ideas propuestas y las que tengan similitud o sean pequeñas, pueden unirse con otras. De este modo, se realizará una lista definitiva, aunque de ser necesario, se puede realizar otra lluvia de ideas. La unión de varias ideas pequeñas, hace una idea bien planteada, permitiendo al estudiante tener su criterio acerca de un tema, respetar la opinión ajena, unir varias ideas.



<http://goo.gl/gsBUe8>

El enlace químico



3 El enlace químico

CONTENIDOS:

- 3. El enlace químico
- 3.1. Representación de Lewis
- 3.2. Energía y estabilidad
- 3.3. Formación de iones
- 3.4. Enlace químico
- 3.5. Clases de enlaces
- 3.6. Compuestos iónicos
- 3.7. Compuestos covalentes
- 3.8. Fuerzas de atracción intermolecular
- 3.9. Enlace metálico

Noticia

Aspirina
El 10 de octubre de 1897, Félix Hoffmann daba a conocer el procedimiento para la obtención del llamado ácido acetilsalicílico, en dicho año hace el famoso remedio milagroso. Un fármaco que utilizaría el mundo entero la popular Aspirina. (El para aliviar dolores de cabeza, dolores musculares, entre otros molestias, que con el tiempo se han ido adaptando a las propiedades de esta «pastilla blanca».)
<https://google/W8W8>

Web

La industria química
La química es la base de muchas industrias como la siderúrgica, petrolera, alimentaria y electrónica, siendo una de las fuerzas más importantes de las economías de varios países. Actualmente, esta ciencia es empleada para combatir el hambre a través de mejoras en la producción de fertilizantes con el objetivo de desarrollar un ambiente sostenible.
<https://google/Ru78GK>

Película

Enlace químico
A la unión de dos o más átomos cediendo o ganando electrones lo conocemos como enlace. Gracias a estos enlaces tenemos variados productos que utilizamos a diario. Los átomos que forman la materia tienen distintos formas de enlazarse.
<https://google/PC2U>

EN CONTEXTO:

1. Lee la noticia anterior y responde:
— ¿Qué es la aspirina, químicamente?
2. Lee con atención sobre la industria química y contesta:
— Si fueras un químico ¿qué inventarías?
3. Observa el video y define cómo se forma el átomo de sodio y qué clase de enlace tiene.

UNIDAD 3

Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Lección oral

Pueden pasar alumnos a exponer lo que leyeron o aprendieron de la noticia, web o zona wifi.

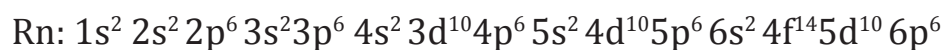
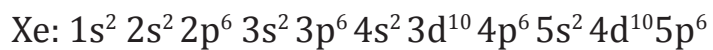
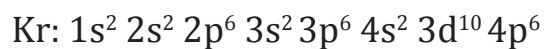
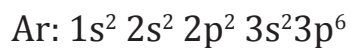
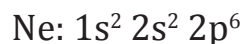
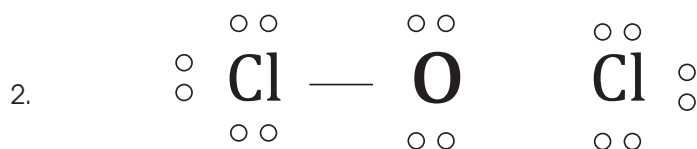
Solucionario

1. Químicamente, la aspirina ácido acetilsalicílico.
2. Si fuera un químico, inventaría plásticos que se degraden rápidamente para ayudar a que se reduzca la acumulación de desechos en el planeta.
3. El cloruro de sodio se forma cuando se evapora el agua de mar y queda un sólido que corresponde al cloruro de sodio. Su enlace es iónico.

SOLUCIONARIO DE ACTIVIDADES

Unidad 3 – el enlace químico

En grupo:



Son estables debido a que tienen completo el octeto de electrones y no necesitan reaccionar.



5.

Carbono: 4 electrones

Nitrógeno: 5 electrones

Oxígeno: 6 electrones

Cloro: 7 electrones

-Carbono: 4 electrones

-Nitrógeno: 3 electrones

-Oxígeno: 2 electrones

-Cloro: 1 electrón

6. He: $1s^2$

Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$

Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Kr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Xe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

Ra: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

Son estables debido a que tienen completo el octeto de electrones y no necesitan reaccionar.

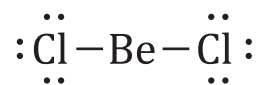
7. a. Al helio

b. El hidrógeno debería ganar un electrón para alcanzar la estructura del helio.

8. Bromo



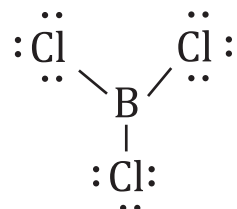
BeCl_2



Magnesio



BCl_3



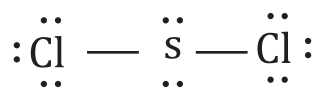
Fósforo



Oxígeno



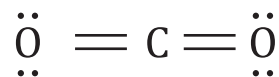
SCl_2



Carbono



CO_2

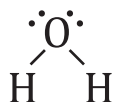


Argón

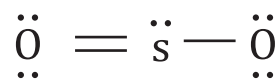


9.

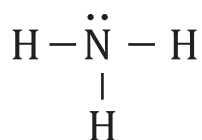
H_2O



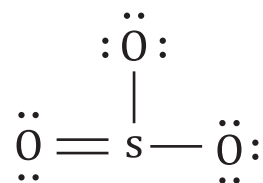
SO_2

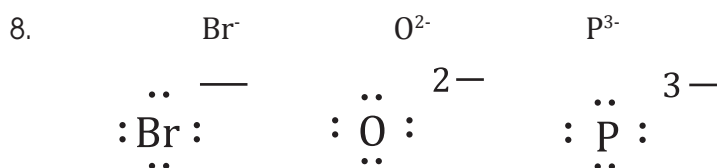
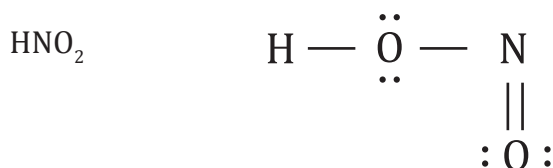
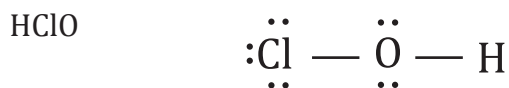
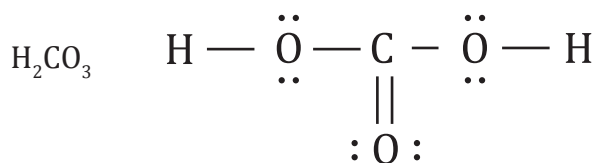
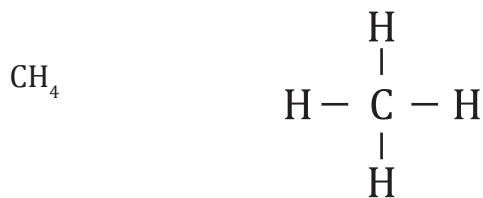


NH_3



SO_3





9. a. 2 electrones compartidos, 1 enlace. b. 6 electrones compartidos, 2 enlaces.
c. 8 electrones compartidos, 4 enlaces.

10. $\text{S}^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $\text{I}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$
 $\text{Cu}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$ $\text{Ag}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10}$
 $\text{Fe}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$

11. a. Cs_2S , sulfuro de cesio b. Rb_3PO_4 , fosfato de rubidio

12. K_2O
a. K: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ O: $1s^2 2s^2 2p^4$

- b. Solamente se transfiere un electrón.
c. Carga del potasio 1+ y carga del oxígeno

2-. Al estar dos átomos de potasio hace que las carga sean neutras, es decir, de carga cero.

13. R. A.
14. A cada uno de los iones del Zn^{2+} se unen 4 átomos más.
15. Enlace iónico: NaF , NaOH , KNO_3 .
Enlace covalente: CO_2 , CH_4 , HF , Br_2 .

16. Debido a que el enlace es iónico y el calcio pierde uno de sus electrones a un cloro no puede quedar como radical y la fórmula queda como CaCl_2 al dar el otro electrón a otro átomo de cloro.

Tema

Enlace y conducción eléctrica

Planteamiento del problema

En este problema, mediante el proceso de experimentación en el laboratorio, se trata de identificar algunas sustancias de acuerdo con el tipo de enlace iónico o covalente.

Además, se busca comprender qué elementos físicos o reacciones químicas tienen lugar con el propósito de encontrar respuestas veraces y científicamente verdaderas.

Formulación de la hipótesis

Las sustancias se pueden diferenciar en base al tipo de enlace iónico o covalente.

Experimentación

1. Conecta los cables a la pila de petaca, la lámpara y los electrodos. Une los electrodos entre sí y comprueba que la lámpara se ilumina. Separa los electrodos.
2. Dispón una pequeña cantidad de sal común en un vidrio reloj, en forma de cordón. Coloca los electrodos en los extremos del cordón y observa si la lámpara se ilumina o no. Anota el resultado en tu cuaderno, recoge la sustancia y deposítala en un contenedor de desechos adecuado. Limpia los electrodos con el papel absorbente.
3. Repite el procedimiento para el resto de sustancias sólidas.
4. Vierte unos 40 mL de agua destilada en un vaso de precipitación limpio. Coloca lentamente los electrodos dentro del vaso, hacia la parte media del líquido, sin que toquen el fondo, según el montaje de la fotografía. Observa si la lámpara se ilumina o no y anota el resultado.
5. Retira el vaso y añade unos gramos de sal común sin que se disuelva en el agua. Coloca de nuevo los electrodos dentro del vaso y anota si la lámpara se ilumina o no. Retira los electrodos y, con la varilla, agita el agua con la sal. Comprueba si la sal se ha disuelto o no en agua. En caso afirmativo, introduce los electrodos en la disolución y observa la iluminación de la lám-



Experimento

TEMA:

Enlace y conducción eléctrica.

OBJETIVO:

Identificar algunas sustancias de acuerdo con el tipo de enlace iónico o covalente.

MATERIALES:

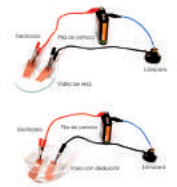
- Agua destilada y probeta.
- Vasos de precipitación de 50 ml.
- Vidrios reloj, limpios y secos.
- Espátula y varilla para agitar.
- Papel absorbente.
- Sustancias sólidas: sal común, azúcar, urea, sulfato de cobre (II), zinc y aluminio.

PROCESOS:

- **Conecta** los cables a la pila de petaca, la lámpara y los electrodos. **Une** los electrodos entre sí y **comprueba** que la lámpara se ilumina o no. **Anota** el resultado en tu cuaderno. **Dispón** una pequeña cantidad de sal común en un vidrio reloj, en forma de cordón. **Coloca** los electrodos en los extremos del cordón y **observa** si la lámpara se ilumina o no. **Recoge** la sustancia y **deposítala** en un contenedor de desechos adecuado. **Limpia** los electrodos con el papel absorbente.
- **Repite** el procedimiento para el resto de sustancias sólidas.
- **Vierte** unos 40 ml de agua destilada en un vaso de precipitación limpio. **Coloca** lentamente los electrodos dentro del vaso, hacia la parte media del líquido, sin

- Sustancias líquidas: bencina y acetone.
- Equipo para el montaje eléctrico: una pila de petaca de 9 V; cables de cobre; electrodos de grafito (puedes tomarlos del interior de una pila de petaca de 4,5 V) o, en su defecto, pinzas y clips metálicos; una lámpara (de linterna).

que toquen el fondo, según el montaje de la fotografía. **Observa** si la lámpara se ilumina o no y **anota** el resultado. **Retira** el vaso y **añade** unos gramos de sal común sin que se disuelva en el agua. **Coloca** de nuevo los electrodos dentro del vaso y **anota** si la lámpara se ilumina o no. **Retira** los electrodos y, con la varilla, **agita** el agua con la sal. **Comprueba** si la sal se ha disuelto o no en agua. En caso afirmativo, introduce los electrodos en la disolución y observa la iluminación de la lámpara. **Anota** el resultado. **Deshazte** de forma adecuada del contenido del vaso. **Limpia** los electrodos con agua destilada. **Repite** el proceso utilizando el azúcar, el sulfato de cobre (II) y las sustancias líquidas.



para. Anota el resultado. Deshazte de forma adecuada del contenido del vaso. Limpia los electrodos con agua destilada.

6. Repite el proceso utilizando el azúcar, el sulfato de cobre (II) y las sustancias líquidas.

Conclusiones

Dependiendo del tipo de enlace que se tenga van a poder conducir electricidad. Los enlaces iónicos al tener dos iones forman electrolitos que conducen electricidad. Un enlace covalente va a conducir poca electricidad porque forman electrolitos débiles.

3

Resumen

Una de las maneras para representar a los electrones presentes en un elemento es a través de las **estructuras de Lewis**. Sus estructuras constan del elemento en el medio y los electrones rodeándolo.

Por lo general, se admite que los átomos de los elementos se rodean de ocho electrones en el subnivel más externo para ganar estabilidad. A esto se conoce como la **regla del octeto**, la cual tiene excepciones, y constituye como los elementos tienden a ganar, perder o compartir electrones para que su nivel más externo sea de 8 electrones.

1. Enlaces iónicos.
2. Definición.
3. Tipos.

La **energía de enlace** depende de la distancia y del tipo de elemento que se tenga. A medida que la energía absorbida aumenta, la distancia entre los núcleos va a disminuir y viceversa.

Existen muchos elementos en forma de iones:

- **Positivos**, los cuales pierden electrones (carga negativa) y por ende, tienen carga positiva.
- **Negativos**, los cuales ganan electrones (carga negativa) y por ende, tienen carga negativa.

Dentro de un compuesto pueden tener distintos tipos de enlaces:

1. **Enlace iónico**, el cual ocurre cuando interactúa un ion positivo con un ion negativo. Pueden formar compuestos iónicos. Estos compuestos a temperatura ambiente son sólidos, son solubles en agua y conducen electricidad.
2. **Enlace covalente**, el cual ocurre cuando átomos neutros forman algunas sustancias, en este enlace comparten uno o más pares de electrones. La **covalencia** es la capacidad de formar enlaces covalentes.

Las propiedades de los enlaces covalentes es que forman **sustancias covalentes**, los cuales pueden ser:

- **Moleculares**: Están a temperatura ambiente en forma de líquidos o gases; son solubles en disolventes orgánicos o en agua y no conducen electricidad.
- **Cristalinos**: A temperatura ambiente son sólidos, son insolubles y no conducen electricidad.

Existen fuerzas intermoleculares, es decir, que ocurren entre diferentes moléculas, estas pueden ser de dos clases:

1. **Enlace de hidrógeno o puente de hidrógeno**: Es un enlace intermolecular más intenso que las fuerzas de Van de Waals. Esta propiedad hace que tengan puntos de fusión o ebullición más elevados en comparación a otras sustancias. Este enlace solamente puede darse entre un O, N o F con un hidrógeno.
2. **Fuerzas de Van de Waals**, las cuales pueden ser:
 - **Dipolo-dipolo**: Son fuerzas atractivas que aparecen entre dipolos eléctricos constituidos por moléculas polares.
 - **Ion-dipolo**: Cuando existe una fuerza entre un ion y la carga parcial de un extremo de una molécula polar.

Las **fuerzas de London** son aquellas fuerzas de dispersión que son atractivas que aparecen entre moléculas no polarizadas. Un ejemplo es el enlace metálico y está formado por metales entre iones positivos y electrones móviles.

Orientación didáctica

- En esta carilla se observan todos los conceptos vistos a lo largo de la unidad

Actividades complementarias

- Dinámica de resumen

Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito o en forma de mapa conceptual o en forma de esquema. Proponer que los estudiantes realicen una votación de cuál fue el mejor resumen.

- Folio giratorio

El docente o un estudiante puede leer el resumen mientras todos hacen acotaciones de los temas, para realizar en forma de repaso teórico de lo abordado en clase.

- Mapa conceptual

Realizar un mapa conceptual acerca de los compuestos aromáticos y sus usos.

Orientación didáctica

- Observar las aplicaciones más actuales de los temas abordados en la unidad. Se busca generar interés del estudiante por la ciencia. Cuando una persona tiene algo más visual puede darse cuenta de si le gusta o no. Incluso el si yo fuera, puede guiar al estudiante hacia una carrera definida.

Actividades complementarias

- Trabajo escrito
El estudiante deberá realizar un resumen de la noticia que quiera de la zona wifi y exponer a la clase.
- Dinámica de socialización
El docente puede leer las noticias y de manera ordenada, se pueden ir discutiendo temas relacionados al tema leído.

ZONA WIFI

Confirman hallazgo del elemento número 113 de la tabla periódica

Investigadores japoneses del centro nipón Riken identificación, hace unos pocos meses, al uranio, un elemento de carácter artificial. Este es el elemento número 113 de la tabla periódica. Dicho descubrimiento fue aceptado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).

Este elemento cuenta con 113 protones en su núcleo y se puede sintetizar al hacer colisionar

iones de zinc sobre una capa ultrafina de bismuto. En general los elementos sintéticos no están en forma natural y son difíciles de almacenar o llevar de experimentos. Hasta la actualidad se han producido 24 elementos de este tipo que tienen alta inestabilidad.

(2016.12.03) Confirman hallazgo del elemento número 113 de la tabla periódica (Química) Escrito Definido en 16 de abril de 2016 desde la página web <https://go.jp/101497>

Fotosíntesis inversa

Estudios recientes han descubierto un proceso natural que describe la fotosíntesis inversa. Durante este proceso la energía de los rayos del sol recogidos por la clorofila descompone la biomasa vegetal, lo cual permite producir ciertas sustancias químicas y biocombustibles.

La fotosíntesis inversa tiene la capacidad para romper enlaces químicos entre el carbono y el hidrógeno. Esta habilidad se podría emplear para convertir el metano en metanol, un combustible líquido en condiciones ambientales. El metano es de gran importancia porque este se emplea como materia prima en la industria petroquímica para la elaboración de combustibles.

(2016.12.06) Fotosíntesis inversa (Química) ACIF Definido en 12 de abril de 2016 desde la página web <https://go.jp/101497>

Científicos iraníes investigan y estudian la evidencia biológica

Científicos iraníes investigan y estudian la evidencia biológica como el ADN, huellas, marcas de hemorragias y evidencia química como drogas, venenos u otros compuestos, para ayudar a resolver casos o la justicia.

(2016.12.06) Científicos iraníes investigan y estudian la evidencia biológica (Química) ACIF Definido en 12 de abril de 2016 desde la página web <https://go.jp/101497>

Para finalizar

1. **Razona** si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
 - a. En la formación de enlaces covalentes, los átomos comparten los dos electrones que poseen en su nivel más externo.
 - b. En la red cristalina cúbica de los metales, todos los átomos vecinos.
 - c. Los metales son siempre sólidos a temperatura ambiente.
2. **Escibe** las configuraciones electrónicas de los átomos de aluminio y el cesio.
3. **Razona** qué tipo de enlace se da en las siguientes moléculas y cuál sería el tipo de enlace:
 - a. H_2 y F_2
 - b. F y Ca
4. **Escibe** la estructura electrónica de las sales F^- , Cl^- , Ag^+ y Fe^{2+} .
5. **Escibe** las reacciones de formación de los iones obtenidos en cada uno de los casos siguientes:
 - a. Sistema agua-cuatro electrones.
 - b. Hexágono planar-cinco electrones.
 - c. Si cationo - cuatro electrones.
6. **Justifica** la formación de los iones a partir de la estructura electrónica del átomo neutro.
7. **Razona** cuál de los dos es la fórmula del compuesto iónico formado por sodio y oxígeno, ten en cuenta:
 - a. Las estructuras electrónicas de los dos elementos.
 - b. Las relaciones que deben tenerse.
 - c. La neutralidad del compuesto resultante.
8. **Dibuja** un esquema de la formación de los iones y de su unión.
9. **Deduce** la estructura de Lewis (ósmula descomponida) de las moléculas siguientes:
 H_2O , NH_3 , BeCl_2 , SO_2 , CO_2 , SO_2 , SO_2 , CH_4 , HCOH , H_2CO , H_2C_2 , H_2C_2 .
10. **Indica** las enlaces simples, dobles y triples en las siguientes moléculas:
 F_2 , O_2 , C_2H_4 (eteno), C_2H_2 (etino), C_2H_6 (etano), H_2S , CO_2 , NH_3 .
11. **¿Cuál** es la principal diferencia entre los dos tipos de fuerza intermoleculares: las fuerzas de Van der Waals y el enlace o puente de hidrógeno?
12. El cobre es el metal utilizado comúnmente para fabricar los cables de las instalaciones eléctricas. ¿En qué proporción de metal se basa esta importante aplicación práctica?

13. **Responde** correctamente las siguientes preguntas:
 - a. ¿Cuál es la diferencia entre un enlace covalente y enlace iónico?
 - b. ¿Se unen siempre los átomos de la misma manera para formar compuestos?
 - c. ¿Cuál es un orbital electrónico?
 - d. ¿Cuál es la diferencia entre un enlace covalente fuerte y enlace covalente débil?
 - e. ¿Por qué ciertos átomos se unen y forman moléculas y otros no?
 - f. ¿Cuál es la diferencia entre período y grupo?
14. **Completa**
 - a. La siguiente secuencia para tener los orbitales: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s.
15. **Delina** correctamente:
 - a. Espacio de nodos.
 - b. Átomos.
 - c. Función de onda.
 - d. Orbital.

16. **Compara** el siguiente cuadro con tres características de cada uno de los elementos que forman el átomo:

Electrón	Neutrón	Protón

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y autoevalúa en tu cuaderno:

- Trabajo personal
- Trabajo en equipo
- Trabajo en grupo
- Trabajo en familia
- Pide a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y escribirlas.

Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.

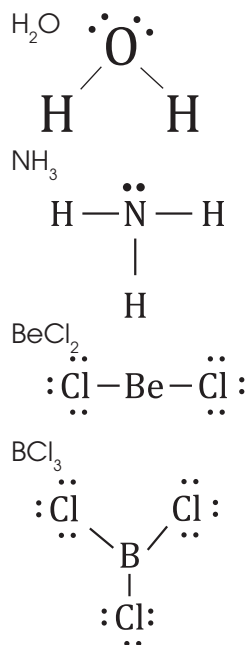
Actividades complementarias

- **Dinámica de resumen**
Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito o en forma de mapa conceptual o en forma de esquema. Proponer que los estudiantes realicen una votación de cuál fue el mejor resumen.
- **Folio giratorio**
El docente o un estudiante puede leer el resumen mientras todos hacen acotaciones de los temas, para realizar en forma de repaso teórico de lo abordado en clase.
- **Mapa conceptual**
Realizar un mapa conceptual acerca de los compuestos aromáticos y sus usos.

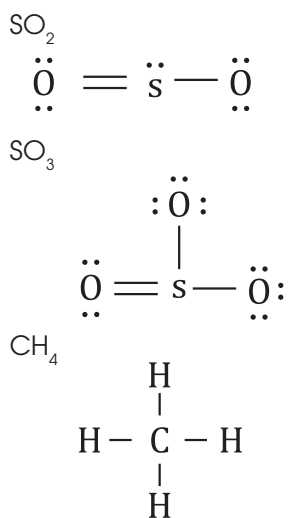
Unidad 3 – para finalizar

- a. Falso. b. Falso. c. Falso.
- a. $1s^22s^22p^5$ b. $1s^22s^22p^6$
 c. $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^65s^1$ d. $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$
 e. $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^1$ f. $1s^22s^22p^2$
- a. Enlace iónico, RbF.
 c. Enlace iónico, CaF_2 .
- S^{2-} : $1s^22s^22p^63s^23p^6$ I $^-$: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^6$
 Cu^{2+} : $1s^22s^22p^63s^23p^63d^9$ Ag $^+$: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}$
 Fe^{2+} : $1s^22s^22p^63s^23p^63d^6$
- a. $Pb \rightarrow Pb^{4+} + 4e^-$ b. $O_2 + 2e^- \rightarrow 2O_2^-$ c. $C + 4e^- \rightarrow C^{4-}$
- Se forman iones para completar el octeto de electrones en el último nivel de energía.
- K_2O

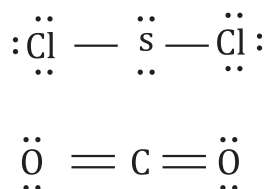
8.

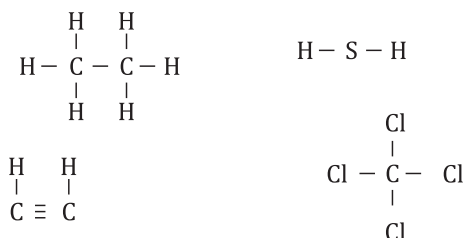
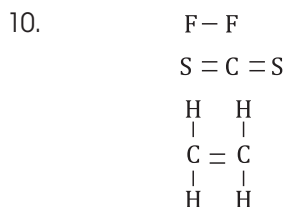


Catión



9.





11. Las fuerzas de Van der Waals se da por dipolos instantáneos y los puentes de hidrógeno entre un elemento electronegativo y el hidrógeno entre distintas moléculas.
12. Conductividad y maleabilidad.
13. a. El enlace covalente es compartir electrones entre dos átomos mientras que el iónico es obtener o perder electrones.
b. No
c. Cada para de electrones comunes a dos átomos en un enlace covalente.
d. El enlace covalente triple es compartir 6 electrones dónde 3 provienen de un átomo y 3 del otro. El enlace coordinado es cuando todos los electrones compartidos provienen del mismo átomo.
e. Por su electronegatividad y reactividad.
f. El período indica el número de niveles de energía y el grupo la valencia y propiedades similares.
14. a. 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s
b. +1/2 -1/2 c. n, l, ml, ms
15. a. Espectro de rayas: Son los colores en forma de rayas que se observan cuando la luz de un objeto es dispersada.
b. Azimutal: hace referencia al ángulo.
c. Función de onda: Es una manera para representar al estado físico de un sistema de partículas.
d. Orbital: regiones en el espacio que tienen densidad electrónica definida.

16.

Electrón	Neutrón	Protón
Carga negativa	neutra	Carga positiva
Ubicado alrededor alrededor del núcleo	Ubicado entre el núcleo y la envuelta.	Ubicado dentro del núcleo.
Reacciona con protón	No reacciona	Reacciona con neutrón

Orientación didáctica

- Se requiere que se entienda tanto experimental como teóricamente de los usos de los metales y no metales Relacionar los conceptos con la práctica. Es un experimento muy visual. Se recomienda realizar la práctica antes por cualquier inconveniente.

Actividades complementarias

- Proponer una práctica similar
En base a lo aprendido se puede repetir la práctica o se puede proponer una práctica similar. De igual manera se podría enviar a que se revisa bibliografía o videos.

Proyecto

FACTORES QUE INFLUYEN EN LA SOLUBILIDAD

JUSTIFICACIÓN:

La solvatación es el proceso de asociación de las partículas de un disolvente con las partículas de un soluto. Vamos a analizar los factores que afectan a la solubilidad y a la velocidad de solvatación de un sólido (azúcar) en un líquido (agua).

OBJETIVOS:

- Observa la solubilidad a diferentes temperaturas (0 °C y 100 °C) y el efecto del tamaño del sólido y la agitación en la velocidad de solvatación.

MATERIALES Y RECURSOS:

- azúcar blanca (normal y gran)
- agua (a temperatura ambiente y fría)
- hielo
- placa calorífica (o bunsen, trípode y rejilla)
- agitador magnético e imán
- cristizador
- balanza analítica
- seis vasos de precipitación (100 mL)
- un vaso de precipitación grande
- varilla de vidrio
- espátula
- guantes para el calor
- vidrio de reloj

PROCESOS:

Efecto de la temperatura en la solubilidad

- Enciende la placa calorífica y calienta agua (más de 100 mL) en el vaso de precipitación grande hasta que hierva. Apaga el calentador y, usando los guantes, vierte 50 mL de agua caliente en un vaso de precipitados de 100 mL.

- Coloca ese último vaso en la placa calorífica apagada (para que mantenga el calor), y añade, con la ayuda de la espátula, una cucharada rasa de azúcar. Agítalo, con la varilla de vidrio, hasta que se disuelva.
 - Repite la operación anterior hasta que no puedas disolver más azúcar, y anota cuántas cucharadas has agregado.
 - Llena el cristallizador de hielo y coloca en él un vaso de precipitación con 50 mL de agua fría.
 - Añade, poco a poco, tal y como hiciste con el agua caliente, el azúcar al agua fría hasta que no se disuelva más. Anota las cucharadas de azúcar agregadas en la disolución fría.
 - Pesa, con la ayuda del vidrio reloj, la masa de una cucharada rasa de azúcar.
- Nota: Se puede llevar a cabo el proceso de medida en agua fría mientras se calienta el agua.

Efecto del tamaño del sólido en la velocidad de solvatación

- Pesa 2,6 g de azúcar normal en un vaso de precipitados de 100 mL y, en otro vaso de precipitados, pesa la misma cantidad de azúcar glas (azúcar en polvo).
- Añade, a cada vaso de precipitados, 50 mL de agua (a temperatura ambiente).
- Observa atentamente lo que ocurre y anótalo en vel cuaderno.
- Espera a que todo el azúcar se disuelva (si fuese necesario, puedes agitar brevemente con la varilla las disoluciones), y anota cuál de ellos se disuelve antes.

Efecto de la agitación en la velocidad de solvatación

- Pesa en dos vasos de precipitados 5 g de azúcar y añade en cada vaso 50 mL de agua a temperatura ambiente.
- Coloca uno de ellos encima del agitador magnético, pon el imán dentro de la disolución, y agítalo a una velocidad no demasiado elevada.
- Espera a que el azúcar de uno de los dos vasos se disuelva completamente, y anota cuál ha sido.



img:12049124242
Prohibida su reproducción

Orientación didáctica

- Se requiere que se entienda tanto experimental como teóricamente de los usos de los metales y no metales Relacionar los conceptos con la práctica. Es un experimento muy visual. Se recomienda realizar la práctica antes por cualquier inconveniente.

Solucionario

- b. Respuesta abierta.

Orientación didáctica

- Se requiere que se entienda tanto experimental como teóricamente de los usos de los metales y no metales Relacionar los conceptos con la práctica. Es un experimento muy visual. Se recomienda realizar la práctica antes por cualquier inconveniente.

Actividades complementarias

- Proponer una práctica similar
Con base a lo aprendido se puede repetir la práctica o se puede proponer una práctica similar. De igual manera se podría enviar a que se revisa bibliografía o videos.

PáginaS 92 - 93

Un alto en el camino

1. Completa en tu cuaderno las siguientes proposiciones.

- Las partículas que se sitúan en el núcleo del átomo se denominan.....
- El número atómico indica el número de que hay en el núcleo del átomo.
- Un átomo que contiene 12 e⁻, 12 + y 12 n⁰, tiene una masa atómica de
- Los átomos que tienen igual número de protones y distinto número de neutrones se llaman
- Los elementos cuyos oxidos solubles están entre los metales y no metales se denominan

2. Encierra en un círculo el ítem correcto.

El modelo planetario del átomo fue creado por

- Rutherford.
- Rutherford.
- Rutherford.
- Rutherford.

3. ¿Cuál es la carga del catión?

- +2
- +1
- 1
- 2

4. ¿Cuál es la diferencia entre un elemento metálico y un elemento no metálico?

- El número atómico.
- El número de protones.
- El número de electrones.
- El número de neutrones.

5. ¿Cuál es la diferencia entre un elemento metálico y un elemento no metálico?

- El número atómico.
- El número de protones.
- El número de electrones.
- El número de neutrones.

3. Completa correctamente las siguientes preguntas.

- ¿Qué es la regla del octeto?
- ¿Cuál es la diferencia entre un elemento metálico y un elemento no metálico?
- ¿Cuál es la diferencia entre un elemento metálico y un elemento no metálico?
- ¿Qué son los fueros? ¿Cómo se forman?

4. Justifica si tiene mayor radio atómico el átomo Cu (Z = 29), o la plata Ag (Z = 47).

5. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de radio atómico: Sr (Z = 38), Br (Z = 35) y Ca (Z = 20).

6. Si hay tres iones: escriblos. Escribe su configuración electrónica y justifica cuál de ellos es el más estable del átomo con mayor facilidad.

7. Deseña la configuración electrónica con niveles, subniveles y orbitales de los siguientes elementos:

- Be
- C
- Al
- Mg
- Ne
- F

8. Ubica en la tabla periódica los siguientes elementos y escribe el número de neutrones.

Elemento	Símbolo	Número atómico Z	Número atómico A	Número de neutrones
Litio				
Aluminio				
Hierro				
Cloro				
Carbono				

9. Escribe los dióxidos entre los siguientes lípidos:

- Metil y no metil
- Carbono y anhídrido
- Enlace covalente y iónico
- Átomos de hidrógeno y gas noble
- Grupo y período
- Elemento y compuesto

10. Usa correctamente los siguientes términos:

a. Radio de Thomson	1. Dejar que un cátodo emita un mínimo espaldante que se llama rayos catódicos.
b. Tama de Rutherford	2. La materia está formada por partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos.
c. Radio atómico de Bohr	3. Datos de operación de los rayos catódicos y los rayos cósmicos.

11. Define los propiedades físicas y propiedades químicas e ilustra mediante un ejemplo.

1. a. Protones y neutrones. b. Protones. c. 26 d. Isótopos
e. Semimetales
2. a. c b. c c. c
(a) Ar (d) Ca (b) I (e) C (c) K
3. a. Regla que dicta que un átomo tiene que completar ocho electrones en su capa externa para ser estable.
b. Un átomo es una unidad de un elemento, la molécula es la unión de átomos que pueden ser de diferentes elementos.
c. Enlace metálico es un mar de carga positiva con electrones deslocalizados mientras que el enlace covalente es que dos átomos compartan electrones para cumplir la regla del octeto.
d. Fuerzas de atracción entre moléculas diferentes o iguales.
4. La plata tiene mayor radio ya que tiene más niveles de energía.
5. Sr, Zr, Cd.
6. El electrón de la capa más externa ya que está más lejos del núcleo y por lo tanto se mueve con mayor facilidad y menos energía.
7. a. Be: $1s^2 2s^2$ b. Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ c. C: $1s^2 2s^2 2p^2$
d. Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$ e. Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ f. F: $1s^2 2s^2 2p^5$

8.

Elemento	Símbolo	Número atómico Z	Número másico A	Número de neutrones
Kriptón	Kr	36	83	47
Arsénico	As	33	75	42
Hierro	Fe	26	55	29
Oro	Au	79	197	118
Polonio	Po	84	209	125

9.

- a. Los metales conducen energía eléctrica y el calor, enlace iónico, pierden electrones. Los no metales tienen enlace covalente, ganan electrones y no conducen el calor o la electricidad.
- b. Anión tiene carga negativa y catión tiene carga positiva.
- c. Enlace covalente es compartir electrones entre dos átomos. Enlace iónico es o ganar electrones o perderlos.
- d. Metal de transición tiene varias cargas, mientras que gas noble no.
- e. Grupo son las columnas, períodos son las filas.
- f. Un compuesto está formado por dos o más elementos.

10. c 2, a 1, b 3.

11. Las propiedades físicas es cuando hay un cambio en el estado físico, por ejemplo, de agua a hielo. Las propiedades químicas son cuando hay un cambio en la composición, por ejemplo, una rama quemada.

Formación de compuestos químicos

Experimento

TIC
Saber Polímeros

INVESTIGACIÓN
Las sales orgánicas se forman de la reacción entre un ácido y un alcohol. El compuesto resultante forma sales orgánicas muy diferentes a las de los ácidos.

OBJETIVOS
Conocer una síntesis orgánica sencilla de la reacción de un ácido con un alcohol y comprender cómo se forman las sales orgánicas diferentes a las inorgánicas.

MATERIALES
• Tubo de ensayo
• Pipeta
• Alcohol etílico
• Ácido acético
• Agua
• Papel filtro
• Vidrio
• Destilado

PROCEDIMIENTO
1. Pesar 0,5 g de ácido y 1 g de alcohol de forma que haya 4 g de agua, mezcla los reactivos.

Y MÓSTRALO EN UN MOMENTO hasta que no se ponga ya verde el líquido y se vea un color amarillo o naranja.

INVESTIGACIÓN
Las sales orgánicas se forman de la reacción entre un ácido y un alcohol. El compuesto resultante forma sales orgánicas muy diferentes a las de los ácidos.

OBJETIVOS
Conocer una síntesis orgánica sencilla de la reacción de un ácido con un alcohol y comprender cómo se forman las sales orgánicas diferentes a las inorgánicas.

MATERIALES
• Tubo de ensayo
• Pipeta
• Alcohol etílico
• Ácido acético
• Agua
• Papel filtro
• Vidrio
• Destilado

PROCEDIMIENTO
1. Pesar 0,5 g de ácido y 1 g de alcohol de forma que haya 4 g de agua, mezcla los reactivos.

ZONA

La química y el medio ambiente
La contaminación por nitratos es una gran preocupación en el mundo y en España. Los nitratos se forman en la naturaleza por la acción de bacterias y plantas. En la agricultura, se utilizan fertilizantes que contienen nitratos. Los nitratos pueden ser perjudiciales para la salud humana y el medio ambiente.

El agua dulce
El agua dulce es un recurso limitado y esencial para la vida. Se encuentra en ríos, lagos y aguas subterráneas. La contaminación del agua dulce puede ser causada por la agricultura, la industria y el uso doméstico.

La contaminación de aguas y suelos
La contaminación de aguas y suelos es un problema grave que afecta a la salud humana y el medio ambiente. Puede ser causada por la agricultura, la industria y el uso doméstico.

El calentamiento global
El calentamiento global es un fenómeno que se produce debido al aumento de los gases de efecto invernadero en la atmósfera. Esto provoca un aumento de la temperatura media global y cambios en el clima.

Nombre	Definición	Forma
Fórmula empírica	Expresa, mediante números y subíndices, las relaciones que existen entre los átomos de los elementos que forman un compuesto químico. No indica el número de átomos de cada elemento que están presentes en una molécula de este.	NaCl ₂
Fórmula molecular	Expresa, mediante números y subíndices, los elementos que forman la molécula química de un compuesto de covalente. Indica el número de átomos de cada elemento que están presentes en una molécula de este.	O ₂ , H ₂ O, H ₂ SO ₄
Fórmula desarrollada	Es una representación que indica los átomos de los elementos que constituyen la molécula química.	H-O-H
Fórmula estructural	Representa la disposición de los átomos de un elemento en el espacio. Puede ser plana o tridimensional. Puede ser plana o tridimensional. Puede ser plana o tridimensional.	H-O-H

EN GRUPO

1. Describan el significado de azufre, SO₂, butano.
2. Describan qué indica cada uno de los símbolos: KBr, cloruro de nitrógeno.
3. Justifiquen si la fórmula de un compuesto forma una red cristalina.

EN GRUPO

1. Describan el significado de azufre, SO₂, butano.
2. Describan qué indica cada uno de los símbolos: KBr, cloruro de nitrógeno.
3. Justifiquen si la fórmula de un compuesto forma una red cristalina.

11. Símbolos de los elementos químicos

Desde la antigüedad se empezaron a emplear símbolos para representar los elementos y sus propiedades. Los símbolos de los elementos químicos se representan por letras y números. Los símbolos de los elementos químicos se representan por letras y números.

Y TAMBIÉN

El hidrógeno constituye el elemento principal de las estrellas y del Sol. Es el elemento más abundante en el universo.

12. Símbolos de los elementos químicos

Desde la antigüedad se empezaron a emplear símbolos para representar los elementos y sus propiedades. Los símbolos de los elementos químicos se representan por letras y números. Los símbolos de los elementos químicos se representan por letras y números.

Y TAMBIÉN

El hidrógeno constituye el elemento principal de las estrellas y del Sol. Es el elemento más abundante en el universo.

TIC

En la siguiente página <http://goo.gl/tyv1> podremos ver un esquema general de la nomenclatura inorgánica.

Prohibida su reproducción

UNIDAD 4



Bloques curriculares	Contenidos
	4.1. Símbolos de los elementos químicos 4.2. Fórmulas químicas 4.3. Valencia y número de oxidación 4.4. Compuestos binarios
La química y su lenguaje	4.5. Compuestos ternarios y cuaternarios
Ciencia en acción	4.6. Función óxido básico u óxidos metálicos 4.7. Función óxido ácido 4.8. Función hidróxido 4.9. Función sal 4.10. Función hidruro 4.11. Función peróxido

PLANIFICACIÓN MICROCURRICULAR					
Nombre de la institución					
Nombre del Docente				Fecha	
Área	Ciencias Naturales	BGU	Primero	Año lectivo	
Asignatura		Química		Tiempo	
Unidad didáctica		4 – Formación de compuestos oxigenados			
Objetivo de la unidad		<p>OG.CN.1. Desarrollar habilidades de pensamiento científico con el fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico; demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico.</p> <p>OG.CN.2. Comprender el punto de vista de la ciencia sobre la naturaleza de los seres vivos, su diversidad, interrelaciones y evolución; sobre la Tierra, sus cambios y su lugar en el Universo, y sobre los procesos, físicos y químicos, que se producen en la materia.</p> <p>OG.CN.3. Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental.</p> <p>OG.CN.6. Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales.</p> <p>OG.CN.9. Comprender y valorar los saberes ancestrales y la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural, considerando la acción que estos ejercen en la vida personal y social.</p> <p>OG.CN.10. Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad.</p>			
Criterios de Evaluación		<p>CE.CN.Q.5.6. Deduce la posibilidad de que se efectúen las reacciones químicas de acuerdo a la transferencia de energía y a la presencia de diferentes catalizadores; clasifica los tipos de reacciones y reconoce los estados de oxidación de los elementos y compuestos, y la actividad de los metales; y efectúa la igualación de reacciones químicas con distintos métodos, cumpliendo con la ley de la conservación de la masa y la energía para balancear las ecuaciones.</p>			

¿Qué van a aprender? DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO	¿Cómo van a aprender? ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE (Estrategias Metodológicas) Indicadores de Evaluación de la unidad	RECURSOS	¿Qué y cómo evaluar? EVALUACIÓN
			Indicadores de Evaluación de la unidad
<p>CN.Q.5.1.24. Interpretar y analizar las reacciones de oxidación y reducción como la transferencia de electrones que experimentan los elementos.</p> <p>CN.Q.5.1.27. Examinar la diferente actividad de los metales, mediante la observación e interpretación de los fenómenos que se producen en la experimentación con agua y ácidos diluidos.</p> <p>CN.Q.5.2.8. Deducir y comunicar que las ecuaciones químicas son las representaciones escritas de las reacciones que expresan todos los fenómenos y transformaciones que se producen.</p> <p>CN.Q.5.2.13. Examinar y aplicar el método más apropiado para balancear las ecuaciones químicas basándose en la escritura correcta de las fórmulas químicas y el conocimiento del rol que desempeñan los coeficientes y subíndices, para utilizarlos o modificarlos correctamente.</p>	<p>Se sugiere introducir los temas de la unidad en la clase, discutir lo que conocen o han escuchado de estos. Al leer las noticias, web y película, los estudiantes tendrán una mejor percepción acerca del tema. Iniciar con la explicación de los símbolos químicos, mencionar que hacen referencia a la persona, país, continente, entre otras. Explicar las fórmulas químicas, tomando en cuenta la valencia y número de oxidación que tiene cada compuesto. Enfatizar en esta parte, dado que si el estudiante no conoce o sabe reconocer un compuesto o una función, va a tener dificultades en los temas siguientes.</p> <p>Colectar la información del libro y realizar un resumen en grupos para socializar los resultados y mejorar la comprensión del estudiante. Realizar fichas de estudio para comprender y diferenciar a la función óxido, hidróxido, sal, hidruro, peróxido. Enfatizando en las aplicaciones y usos de los compuestos.</p> <p>Apoyarse en los ejercicios resueltos para mejorar la comprensión de los estudiantes. Tomar en cuenta que los videos pueden mejorar el interés. Se sugiere leer la zona wifi para observar aplicaciones en la vida real. Resolver los ejercicios en forma de deber o trabajo en grupo de la sección para finalizar.</p>	<p>Texto</p> <p>Cuadernos</p> <p>Videos</p> <p>Pizarra</p> <p>Materiales de laboratorio como balanza analítica o electrónica, espátula, pesamuestras, vasos de precipitación, pipeteadores, pipetas volumétricas o graduadas, agua destilada, picetas</p> <p>Tubos de ensayo, pinza para tubo de ensayo, tubos de ensayo, mechero, imán, papel filtro, mortero.</p> <p>Mandil, gafas, guantes, calculadora y tabla periódica.</p>	<p>I.CN.Q.5.6.1. Deduce la posibilidad de que se efectúen las reacciones químicas de acuerdo a la transferencia de energía y a la presencia de diferentes catalizadores; clasifica los tipos de reacciones y reconoce los estados de oxidación de los elementos y compuestos, y la actividad de los metales; y efectúa la igualación de reacciones químicas con distintos métodos, cumpliendo con la ley de la conservación de la masa y la energía para balancear las ecuaciones. (I.2.)</p>
*Adaptaciones curriculares			
Especificación de la necesidad educativa		Especificación de la adaptación a ser aplicada	

AMPLIACIÓN DE CONTENIDOS

1. La nomenclatura

Todas las reglas, fórmulas, símbolos que se utilizan para nombrar a los compuestos engloba a la nomenclatura química.

La IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) es la autoridad que regula, establece y modera estos cambios.

Por ejemplo:

Si se descubre un nuevo elemento, la IUPAC tiene que validar esos estudios, confirmando estudios y experimentos con el fin de validar al nuevo elemento. Este proceso puede durar un año, y si ellos otorgan el veredicto final, proceden a incluir el nuevo elemento en la tabla periódica, como recientemente se dio el caso del elemento 113.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1	IA																	18	VIIIA																					
1	H																	2	He																					
HEROGENO																		HELIO																						
3	Li	4	Be											5	B	6	C	7	N	8	O	9	F	10	Ne															
LITIO		BERILIO												BORO		CARBONO		NITROGENO		OXIGENO		FLUOR		NEÓN																
11	Na	12	Mg											13	Al	14	Si	15	P	16	S	17	Cl	18	Ar															
SODIO		MAGNESIO												ALUMINIO		SILICIO		FOSFORO		AZUFRE		CLORO		ARGÓN																
19	K	20	Ca	21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26	Fe	27	Co	28	Ni	29	Cu	30	Zn	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr					
POTASIO		CALCIO		ESCANDIO		TITANIO		VANADIO		CROMO		MANGANESO		HIERRO		COBALTO		NIQUEL		COBRE		ZINC		GALIO		GERMANIO		ARSENICO		SELENO		BROMO		KRIPTÓN						
37	Rb	38	Sr	39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	Ru	45	Rh	46	Pd	47	Ag	48	Cd	49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe					
RUBIDIO		ESTRONCIO		ITRIO		ZIRCONIO		NIOBIO		MOLIBDENO		TECNICIO		RUTENIO		RODIO		PALADIO		PLATA		CADMIO		INDIO		ESTANO		ANTIMONIO		TELURO		YODO		XENÓN						
55	Cs	56	Ba	57-71	La-Lu	72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	Os	77	Ir	78	Pt	79	Au	80	Hg	81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn					
CESIO		BARIO		LANTANIDOS			HAFNIO		TANTALO		WOLFRAMO		RENO		OSMIO		IRIDIO		PLATINO		ORO		MERCURIO		TALIO		PLOMBO		BISMUTO		POLONIO		ASTATO		RADÓN					
87	Fr	88	Ra	89-103	Ac-Lr	104	Rf	105	Db	106	Sg	107	Bh	108	Hs	109	Mt	110	Ds	111	Rg	112	Cn	113	Uut	114	Fl	115	Uup	116	Lv	117	Uuq	118	Uuo					
FRANCIO		RADIO		ACTINIDOS			RIFERFORIO		DUBNIO		SEABORGIO		BOHRIO		HASSEIO		MEITNERIO		DARMSTADTIO		ROENTGENIO		COPELACIO		UNUNTRIO		FLEROVIO		UNUNPENTIO		LIVERMORIO		UNUNSEPTIO		UNUNOCTIO					
LANTANIDOS																																								
57	La	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu											
LANTANO		CERIO		PRASEODIMIO		NEODIMIO		PROMETIO		SAMARIO		EUROPIO		GADOLINIO		TERBIO		DISPROSIO		HOLMIO		ERBIO		TULIO		YTERBIO		LUTECIO												
ACTINIDOS																																								
89	Ac	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr											
ACTINIO		TORIO		PROCTACTINIO		URANIO		NEPTUNIO		PLUTONIO		AMERICIO		CURCIO		BERKELIO		CALIFORNIO		EINSTEINIO		FERMIUM		MENDELEEVIO		NOBELIO		LAWRENCIO												

2. Química moderna

La química moderna partió de Lavoisier y otros, que adoptaron conceptos en cuanto a nomenclatura en base a nombre simples, símbolos, sufijos, entre otros.

A partir de la química del carbono, se organiza un congreso en Ginebra en el año 1892, para establecer la nomenclatura de estos compuestos.

En París en 1911, la Asociación Internacional de Sociedades Químicas representada por 14 países, se encargaron de estudiar las propuestas y reformas de la nomenclatura de la química del carbono.

3. Formación de la IUPAC

Hubo una interrupción tras la primera guerra mundial, pero nuevamente la asociación volvió a crearse en 1919, cambio su nombre a Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, por sus siglas en inglés, IUPAC.

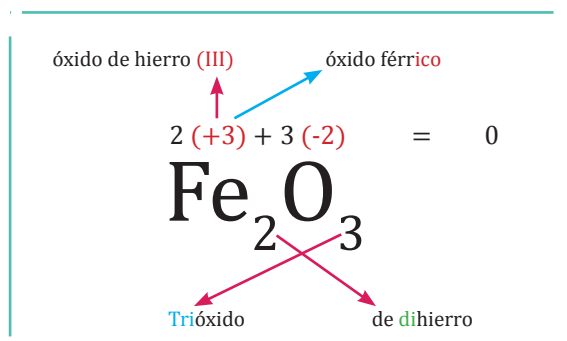


<http://goo.gl/g9ool8>

La guerra dejó afuera de esto a los alemanes, quienes en primera instancia habían formado parte de esto. A pesar de todo esto, esta sociedad creció notablemente, debido a su gran trabajo, propuestas definidas y a la apertura de varios países. En 1925 ya contaba con 28 organizaciones nacionales de química.

En 1930, formaron parte nuevamente las asociaciones alemanas, con lo que se completó un equipo de profesionales encargados de establecer las normas, reformas, símbolos y nomenclatura actual de la química.

Un ejemplo de nomenclatura con el óxido de hierro (III):



- A una cierta temperatura, la solubilidad del cloruro de plata es 10^{-5} M. Por tanto, su producto de solubilidad es, a esta misma temperatura:
 - $K_s = 2 \cdot 10^{-5}$
 - $K_s = 10^{-5}$
 - $K_s = 10^{-10}$
- ¿Quién fue el primero en utilizar el sistema de signos para los elementos y compuestos?
- ¿Qué propuso Berzelius?
- En simbología, ¿qué ocurre cuando varios elementos tienen la misma inicial?
- ¿Qué es una fórmula química?
- ¿Qué es una fórmula empírica?
- ¿Qué es una fórmula molecular?
- ¿Qué es una fórmula desarrollada?
- ¿Qué es una fórmula estereoquímica?
- ¿Qué son los compuestos inorgánicos?
- ¿Qué enuncia la Ley de Proust?
- ¿Qué es la valencia?
- ¿Qué es número de oxidación?
- Encierra** Verdadero (V) o Falso (F):
 - Los átomos de los elementos que no forman parte de un compuesto químico tienen número de oxidación cero.
 - El número de oxidación de un ion monoatómico es su propia carga; así, Na^+ tiene un número de oxidación de +1.
 - El oxígeno emplea comúnmente el número de oxidación -2.
 - Solo en los hidruros utiliza el número de oxidación +1.
 - La suma algebraica de todos los números de oxidación de los átomos que intervienen en la fórmula de una sustancia neutra debe ser cero.
 - En los iones poliatómicos esta suma debe ser igual a la carga total, positiva o negativa, del ion.
- ¿Qué tipo de estructuras puede formar un elemento?
- ¿Qué es un ion positivo o catión?
- ¿Qué es un ion negativo o anión?
- ¿Qué es un compuesto binario?
- ¿Qué es un compuesto ternario o cuaternario?
- ¿Cuáles son los 3 tipos de nomenclatura que existe?
- ¿Cómo se forma un óxido ácido?
- ¿Para qué utilizamos a los óxidos ácidos?
- ¿Cómo se obtiene un hidróxido?
- ¿Cuáles son las aplicaciones de los hidróxidos?
- ¿Cómo se forma un ácido hidrácido?
- Enumera** cuatro tipos de sales que pueden existir.
- Describe** al hidruro.
- ¿Qué aplicaciones puede tener el hidróxido de hierro?
- ¿Qué aplicaciones puede tener el hidróxido de calcio?
- ¿Cuáles son las reglas para nombrar a los oxoácidos?

1. A una cierta temperatura, la solubilidad del cloruro de plata es 10^{-5} M. Por tanto, su producto de solubilidad es, a esta misma temperatura:

a. $K_s = 2 \cdot 10^{-5}$

b. $K_s = 10^{-5}$

c. $K_s = 10^{-10}$

2. ¿Quién fue el primero en utilizar el sistema de signos para los elementos y compuestos?

Dalton.

3. ¿Qué propuso Berzelius?

Propuso utilizar, en vez de signos arbitrarios, la primera letra del nombre latino del elemento.

4. En simbología, ¿qué ocurre cuando varios elementos tienen la misma inicial?

En el caso de que varios elementos tuvieran la misma inicial, se representaban añadiendo la segunda letra del nombre.

5. ¿Qué es una fórmula química?

Una fórmula es una expresión simbólica de la composición y estructura de una sustancia química.

6. ¿Qué es una fórmula empírica?

Expresa, mediante símbolos y subíndices, los elementos que forman la sustancia química y la relación mínima en que sus átomos o iones están presentes en ella. Se utiliza en compuestos que forman redes cristalinas.

7. ¿Qué es una fórmula molecular?

Expresa, mediante símbolos y subíndices, los elementos que forman la sustancia química y el número de átomos de cada elemento que están presentes en una molécula de ésta.

8. ¿Qué es una fórmula desarrollada?

Es una representación que indica la forma de unión de los átomos que constituyen la sustancia química.

9. ¿Qué es una fórmula estereoquímica?

Representa la disposición de los enlaces de una sustancia en el espacio.

10. ¿Qué son los compuestos inorgánicos?

Los compuestos inorgánicos son todos los compuestos químicos, excepto los del carbono, y, además, el dióxido de carbono, el monóxido de carbono y los carbonatos.

11. ¿Qué enuncia la Ley de Proust?

Enuncia que los elementos químicos se combinan en proporciones definidas y constantes.

12. ¿Qué es la valencia?

Capacidad de combinación de un átomo con otros, para formar un compuesto

13. ¿Qué es número de oxidación?

El número de oxidación de un elemento en un compuesto es la carga eléctrica que poseería un átomo de dicho elemento si todo el compuesto del que forma parte estuviera constituido por iones positivos y negativos.

14. **Encierra** Verdadero (V) o Falso (F):

- Los átomos de los elementos que no forman parte de un compuesto químico tienen número de oxidación cero. (V)
- El número de oxidación de un ion monoatómico es su propia carga; así, Na^+ tiene un número de oxidación de +1. (V)
- El oxígeno emplea comúnmente el número de oxidación -2. (V)
- Solo en los hidruros utiliza el número de oxidación +1. (F)
- La suma algebraica de todos los números de oxidación de los átomos que intervienen en la fórmula de una sustancia neutra debe ser cero. (V)
- En los iones poliatómicos esta suma debe ser igual a la carga total, positiva o negativa, del ion. (V)

15. ¿Qué tipo de estructuras puede formar un elemento?

Gases monoatómicos.

Moléculas formadas por un pequeño número de átomos.

Redes cristalinas de átomos.

16. ¿Qué es un ion positivo o catión?

Átomo neutro que ha perdido uno o más electrones.

17. ¿Qué es un ion negativo o anión?

Átomo neutro que ha ganado uno o más electrones.

18. ¿Qué es un compuesto binario?

La unión de solamente dos átomos de dos elementos forma un compuesto binario.

19. ¿Qué es un compuesto ternario o cuaternario?

Es un compuesto ternario va a estar formado por tres elementos.

20. ¿Cuáles son los 3 tipos de nomenclatura que existe?

Tradicional, sistemática y stock.

21. ¿Cómo se forma un óxido ácido?

El oxígeno se combina con un no metal.

22. ¿Para qué utilizamos a los óxidos ácidos?

Los utilizamos industrialmente como agente extintor eliminando el oxígeno para el fuego y la industria alimenticia. Los utilizamos en bebidas carbonatadas para darles efervescencia.

23. ¿Cómo se obtiene un hidróxido?

De la unión de un óxido básico y agua.

24. ¿Cuáles son las aplicaciones de los hidróxidos?

- **Salud:** se utiliza para combatir la acidez estomacal.
- **Industria:** se emplea para controlar la acidez de los suelos.
- **Construcción:** elaboración de bloques, ladrillos.
- **Odontología:** para reparar las dentaduras dañadas.

25. ¿Cómo se forma un ácido hidrácido?

De la unión de un hidrógeno con un no metal.

26. **Enumera** cuatro tipos de sales que pueden existir.

Las sales neutras, sales ácidas, sales básicas y las sales dobles.

27. **Describe** al hidruro.

Son las combinaciones binarias del hidrógeno con metales. En ellas, el hidrógeno actúa con número de oxidación -1 y la mayoría de los metales actúa siempre con un único número de oxidación.

28. ¿Qué aplicaciones puede tener el hidróxido de hierro?

Los hidróxidos de hierro se usan en la preparación de pinturas para proteger el hierro y la madera; al presentar gran absorción superficial se emplea para la depuración de aguas y para la eliminación de gases sulfhídricos del aire.

29. ¿Qué aplicaciones puede tener el hidróxido de calcio?

El hidróxido de sodio se utiliza en la fabricación del papel, jabones, fibras textiles, etc.

30. ¿Cuáles son las reglas para nombrar a los oxoácidos?

Debemos tener en cuenta que los sufijos **-oso** e **-ico** y los prefijos **hipo-** y **per-** nos informan del número de oxidación del elemento central.

Los prefijos **meta-** y **orto-** indican la existencia de menos o más hidrógenos y oxígenos.

El prefijo **di-** se utiliza cuando el número de átomos del elemento central es el doble de lo esperado.

En los ácidos que no utilizan el prefijo **di-** se cumple que:

- Si el número de oxidación del elemento central es impar, el número de hidrógenos en la fórmula será impar.
- Si el número de oxidación del elemento central es par, el número de hidrógenos en la fórmula tiene que ser par.

CICLO DEL APRENDIZAJE

¿Cómo dinamizo el aula?

Criterios de evaluación

CE.CN.Q.5.6. Deduce la posibilidad de que se efectúen las reacciones químicas de acuerdo a la transferencia de energía y a la presencia de diferentes catalizadores; clasifica los tipos de reacciones y reconoce los estados de oxidación de los elementos y compuestos, y la actividad de los metales; y efectúa la igualación de reacciones químicas con distintos métodos, cumpliendo con la ley de la conservación de la masa y la energía para balancear las ecuaciones.

Destrezas con criterios de desempeño

- CN.Q.5.1.24. Interpretar y analizar las reacciones de oxidación y reducción como la transferencia de electrones que experimentan los elementos.
- CN.Q.5.1.27. Examinar la diferente actividad de los metales, mediante la observación e interpretación de los fenómenos que se producen en la experimentación con agua y ácidos diluidos.
- CN.Q.5.2.8. Deducir y comunicar que las ecuaciones químicas son las representaciones escritas de las reacciones que expresan todos los fenómenos y transformaciones que se producen.
- CN.Q.5.2.13. Examinar y aplicar el método más apropiado para balancear las ecuaciones químicas basándose en la escritura correcta de las fórmulas químicas y el conocimiento del rol que desempeñan los coeficientes y subíndices, para utilizarlos o modificarlos correctamente.

Ciclo de aprendizaje

Experiencia:

El profesor o profesora activa su trabajo en el aula observando las imágenes de los textos, en los alumnos:

- Aplicar técnica de lluvia de ideas para el desarrollo de los contenidos y comprensión de los contenidos.
- Aplicar técnicas individuales o grupales para captar la atención para que entiendan por experiencias propias o de otros estudiantes.

Reflexión:

El profesor o profesora menciona diversos ejemplos, fotos, videos del texto haciendo que el estudiante se interese:

- Mejorar destrezas de comprensión, conceptualización y análisis.

Conceptualización:

Mediante los recursos del libro: imágenes, videos, actividades el docente hace al estudiante:

- Ampliar su conocimiento visual y literario con imágenes y términos nuevos.
- Comprender las imágenes y comprender el concepto.

Aplicación:

Para comprobar la comprensión de los estudiantes se va a usar las:

- Actividades de Experimentación: Reto
- Actividades de Evaluación de contenidos propuestos en la unidad mediante aplicación de: Resumen, Para finalizar, Alto en el camino.

BANCO DE PREGUNTAS

1. En hidróxido de hierro es un compuesto muy utilizado en la industria de las pinturas, debido a que sus propiedades protegen al material, investiga ¿qué aplicaciones puede tener el hidróxido de hierro?

2. En la industria de alimentos uno de los compuestos más utilizados es el ácido carbónico, generalmente en las etiquetas de alimentos puedes encontrar a este compuesto, investiga ¿en qué se usa el ácido carbónico?

3. Uno de los compuestos más comunes en química es el ácido sulfúrico, de hecho, en la gran mayoría de países, incluido Ecuador, tienen plantas de producción de éste ácido. Incluso, un índice para ver el desarrollo de un país es la capacidad de producción de éste ácido, investiga ¿para qué sirve el ácido sulfúrico?

4. **Menciona** cuatro características de los ácidos en términos generales junto con un respectivo ejemplo.

5. Desde la antigüedad, ¿cómo se representaban los elementos? En base a tu respuesta, estás a favor o en contra de la representación de los elementos.

6. ¿Cómo se designa cada compuesto químico?

SOLUCIONARIO BANCO DE PREGUNTAS

1. En hidróxido de hierro es un compuesto muy utilizado en la industria de las pinturas, debido a que sus propiedades protegen al material, investiga ¿qué aplicaciones puede tener el hidróxido de hierro?

Los hidróxidos de hierro se usan en la preparación de pinturas para proteger el hierro y la madera; al presentar gran absorción superficial se emplea para la depuración de aguas y para la eliminación de gases sulfhídricos del aire.

2. En la industria de alimentos uno de los compuestos más utilizados es el ácido carbónico, generalmente en las etiquetas de alimentos puedes encontrar a este compuesto, investiga ¿en qué se usa el ácido carbónico?

El ácido carbónico se usa en gaseosas, helados y alimentos congelados.

3. Uno de los compuestos más comunes en química es el ácido sulfúrico, de hecho, en la gran mayoría de países, incluido Ecuador, tienen plantas de producción de éste ácido. Incluso, un índice para ver el desarrollo de un país es la capacidad de producción de éste ácido, investiga ¿para qué sirve el ácido sulfúrico?

El ácido sulfúrico se utiliza en la fabricación de fertilizantes, detergentes, papel, refinación de petróleo y procesamiento de metales.

4. **Menciona** cuatro características de los ácidos en términos generales junto con un respectivo ejemplo.

Tienen un sabor agrio o ácido como por ejemplo los tomates.

Modifican el color de los indicadores como por ejemplo los frutos cítricos.

Desprenden hidrógeno cuando reaccionan con algunos metales como por ejemplo las bebidas carbónicas.

Al reaccionar con las bases las propiedades de los ácidos desaparecen como por ejemplo el café negro.

5. Desde la antigüedad, ¿cómo se representaban los elementos? En base a tu respuesta, estás a favor o en contra de la representación de los elementos.

Desde la antigüedad los alquimistas empleaban símbolos para representar los elementos y compuestos, que hasta entonces conocían.

A favor porque nos permiten codificar los elementos, ahorrándonos tiempos y ayudándonos en la organización para cuando se descubran más elementos.

6. ¿Cómo se designa cada compuesto químico?

Cada compuesto químico se designa mediante una fórmula específica, que contiene símbolos de los elementos que la componen, y unos subíndices, que expresan la relación numérica entre los elementos.

RECURSOS PROPIOS DEL ÁREA

Técnica de diálogo simultáneo

El grado de disociación del PCl_5 a 200°C y 1atm es del $49,5\%$. Calcula:

a) α cuando la presión es de 10atm ; b) Determina si el resultado te parece correcto según el principio de Le Chatelier

DATOS: $K_c = 8,4 \cdot 10^{-3}$ $R = 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{l}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$

$\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$

i	n_0		
r	$-n_0\alpha$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
e	$n_0 - n_0\alpha$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$

$n_T = n_0 - n_0\alpha + n_0\alpha + n_0\alpha$
 $n_T = n_0 + n_0\alpha$
 $n_T = n_0(1 + \alpha)$

$K_p = 0,326 = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{P_T \cdot X_{\text{PCl}_3}}{P_T \cdot X_{\text{PCl}_5}}$

$K_c = 8,4 \cdot 10^{-3}$ $\Delta n = 1$
 $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$
 $= 8,4 \cdot 10^{-3} (0,082 \cdot 473,15)$
 $0,326$

Es una técnica que se utiliza entre un grupo de personas, el cual puede ser moderado por el docente o por un miembro del grupo. Es un espacio para socializar, intercambiar ideas y opiniones respecto a un tema, con el fin de reflexionar, relacionar contenido y obtener conclusiones de manera conjunta. Consiste en el que el moderador introduce el tema, incluso puede proponer reglas como, por ejemplo, cuando el moderador concede la palabra, el miembro del grupo puede hablar. Se recomienda, que se vaya tomando nota de lo más relevante que surjan de las ideas del grupo y que se de lectura cuando se haya finalizado el diálogo simultáneo.

Ejercicios

Una de las principales formas de asimilar los conceptos de química, es a partir de la realización de ejercicios. Esto no solo ayuda a consolidar la teoría, sino también ayuda

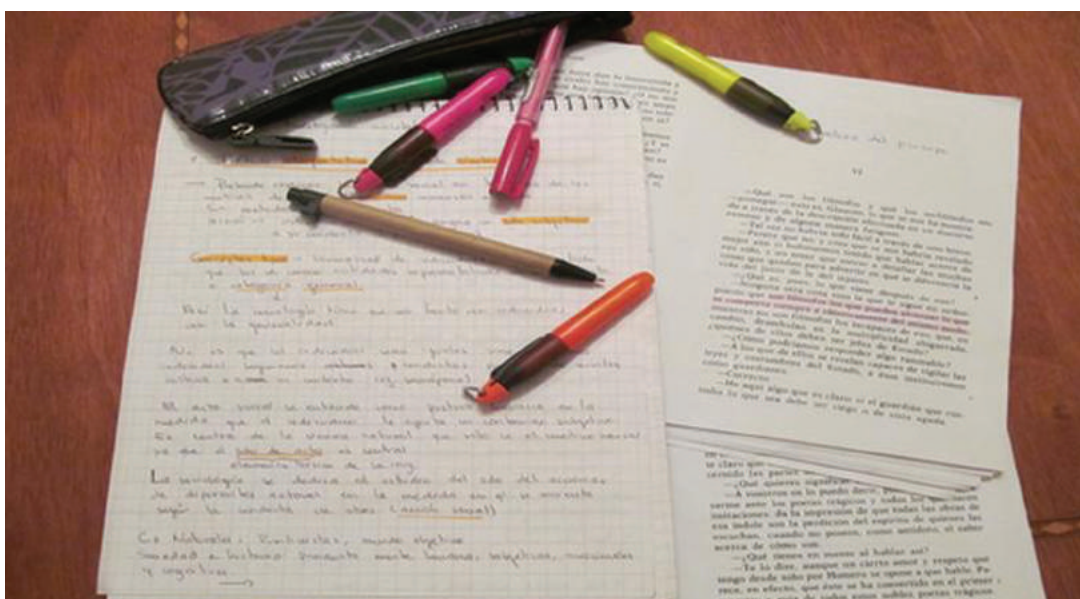
a desarrollar criterio y a aplicar conceptos. La resolución de casos prácticos ayuda a asimilar, entender y profundizar los conocimientos de manera sencilla. Especialmente cuando se involucran números, la clave es la realización de varios ejercicios. Sin embargo, estos también pueden ser teóricos, y es aquí cuando asimilamos y asociamos conceptos o desarrollamos más nuestro pensamiento.

Los casos aplicados a la vida diaria o los de realidad nacional, ayudan a comprender la importancia de la química en general, e incluso puede consolidar temas anteriormente abordados. Una sugerencia que se puede hacer es que entre los estudiantes formen grupos de estudio, enfocados a la resolución de ejercicios, incluso ellos pueden proponer ejercicios para intercambiar con sus compañeros. Todo esto se verá reflejado en el desempeño académico de los estudiantes.

Realizar tu propio resumen

En química, la parte teórica es una parte fundamental, los conceptos o los antecedentes son parte fundamental para la comprensión y ejecución de ejercicios. Además, sirve de sustento para futuros temas más complejos, la química es un tanto acumulativa, mientras mejor base se tenga, es mejor para el desarrollo comprensivo.

Es una técnica que trata de resumir lo más destacable de cada tema de la unidad, con tus propias palabras. Para realizar un resumen apropiado, éste, debe tener menor extensión que las páginas sin resumir inicialmente. Además, debe contener lo más destacable del contenido, sin dejar a un lado datos claves.



<http://goo.gl/I9nKSY>



<http://goo.gl/zyISEk>

Se debe ir resumiendo a mano con esfero o lápiz en hojas, o a computadora. Depende de cada persona el hecho de hacer su resumen a su estilo. Lo recomendable es hacerlo de la manera que gustes, con colores, a lápiz o con diferentes colores, el objetivo es realizar un trabajo en el que estés satisfecho de tu resumen, y, sobre todo, que recuerdes a partir de tus propios rasgos lo más importante de la información.

Formación de compuestos químicos

4 Formación de compuestos químicos

CONTENIDOS:

4. La química y su lenguaje Formación de compuestos químicos

4.1. Símbolos de los elementos químicos	4.6. Función ácido básico u ácidos metálicos
4.2. Fórmulas químicas	4.7. Función ácido débil
4.3. Valencia y número de oxidación	4.8. Función hidróxido
4.4. Compuestos binarios	4.9. Función sal
4.5. Compuestos ternarios y cuaternarios	4.10. Función hidruro
	4.11. Función peróxido

Noticia

Ruegos artificiales

La piroclerita es química, la explosión se produce gracias a las reacciones de combustión entre el azufre liberado por los coque oxidantes y reductores. La gama de coque se basa en la emisión de ciertos elementos en la medida periódica sobre todo sales inorgánicas (sales de litio o estroncio para el color rojo, sales de calcio para el naranja, sodio para el amarillo, bario para el verde...).

<http://geo.gi/3P1ga2>

Web

El bronce

El bronce es una fusión del estaño y el cobre. Existen dos tipos: el primero contiene un 80% de Cu y 20% de Sn, mientras que el segundo contiene 95% de Cu y 5% de Sn. La función del estaño sobre el cobre es transmitir resistencia y dureza. Se utiliza principalmente para aplicaciones en cocheras, herrajes, artefactos, entre otros.

<http://geo.gi/h1ba0>

Película

El alquimista

Esta película relata la vida del sabio Jani Al-Razi, padre de la química, médico y filósofo, quien aportó en medicina, química y física con sus más de 384 libros y artículos científicos. Es conocido por descubrir el ácido sulfúrico verdadera « locomotora » de la química moderna y de la industria, además el material su refinamiento y su uso en medicina.

<http://geo.gi/3aakA8>

EN CONTEXTO:

1. **Lee la noticia y responde:**
 - a. ¿Cómo se producen las explosiones?
 - b. ¿Qué medidas de protección utilizamos si trabajamos con piroclerita?
2. **Por comparación a la lectura sobre el bronce y contexto:**

—¿Antiguamente para qué era utilizado el bronce?
3. **Observa el vídeo y responde:**
 - a. ¿Por qué a este sabio se le llama el padre de la química?
 - b. ¿Cuáles fueron sus mayores inventos en medicina?

UNIDAD 4

Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Lectura en clase

Un estudiante o docente puede leer la noticia, la web y/o la película en clase, dialogar y reflexionar del tema para que el estudiante tenga curiosidad por ir a investigar más.

Solucionario

1. Se dan gracias a las reacciones de combustión entre el oxígeno liberado por los agentes reductores y oxidantes. Usaría guantes, mandil, gafas, realizaría pirotecnia en espacios abiertos.
2. Se usaba debido a que transmite resistencia y dureza, se usaba principalmente para aplicaciones en cañerías, herrajes artísticos entre otros.
3. Debido a sus aportes en la medicina, química y en física con más de 184 libros y artículos científicos. Su reconocimiento principal es el ácido sulfúrico.

SOLUCIONARIO ACTIVIDADES

Unidad 4 – Formación de compuestos químicos

- 4.1. Disprocio: Dy, Tantalio: Ta, Xenón: Xe,
Mercurio: Hg, Actinio: Ac.
- 4.2. Va: Vanadio, Tl: Talio, I: Yodo, Os: Osmio, Be: Berilio.
- 4.3. Aurum es oro en latín.
- 4.4. a. 8 átomos, hidrógeno, fósforo, oxígeno.
b. 2 átomos, hierro y oxígeno.
c. 5 átomos, calcio, carbono y oxígeno.
d. 4 átomos, nitrógeno e hidrógeno.
e. 45 átomos, carbono, hidrógeno y oxígeno.

En grupo:

- 1.
- SO_3 : Indica que hay un átomo de azufre y tres de oxígeno.
 C_4H_{10} : Indica que hay 4 átomos de carbono y 10 de hidrógeno.
 N_2O_4 : Indica que hay dos átomos de nitrógeno y 4 de oxígeno.
2. Que la fórmula demostrada contiene la relación mínima entre átomos.
3. Es empírica ya que indica la mínima relación y es más cómodo hacerla molecular ya que dentro de la sustancia hay una gran cantidad de átomos que no conviene contar.
- 4.5. F_2 Difluor, Cl_2 dicloro, Br_2 dibromo, I_2 diyodo.
- 4.6.
- a. ion boruro, ion siliciuro, ion antimoniuro, ion seleniuro.
b. ion cobalto, ion níquel, ion cadmio.
- 4.7.
- Cobre: ión cobre (I), ion cobre (II).
Plata: ión plata.
Oro: ión oro.
- Su número de oxidación común es 1.
- 4.8. El azufre tiene la mayor variedad de formas alotrópicas, que se encuentran principalmente en lugares propensos a erupciones volcánicas.
- Azufre rómbico (azufre alfa): más estable, más común, cristales amarillos y transparentes.
 - Azufre monoclinico (azufre beta): agujas finas y opacas, menos estable, mayor punto de fusión, igual punto de ebullición.

4.9. a. Cu_2O b. NiO c. MgO d. Al_2O_3 e. CaO
f. CrO

4.10. a. Óxido de potasio b. Óxido de cinc
c. Óxido de mercurio d. Óxido crómico
e. Óxido de cesio f. Óxido de galio

4.12. a. Cl_2O b. Ni_2O_3 c. P_2O_3
d. SO_2 e. CO_2 f. CdO

4.13. a. Óxido níqueloso b. Óxido de plomo (II)
c. Óxido de oro (I) d. Óxido de litio
e. Óxido de cobre (II) f. Trióxido de azufre
g. Trióxido de diboro h. Óxido de mercurio (II)

4.14.
a. $\text{Sr}(\text{OH})_2$ b. PbOH c. HgOH

4.15.
a. Hidróxido férrico b. Óxido de cobalto (IV) c. Hidróxido de potasio

4.16.
a. HIO b. H_2SO_3 c. H_3PO_3 d. HNO_3

4.17.
a. Ácido sulfúrico c. Ácido perclórico
b. Ácido bromoso e. Ácido ortocarbónico
d. Seleniuro de hidrógeno g. Ácido sulfuroso
f. Ácido fosfórico i. Yoduro de hidrógeno
h. Bromuro de hidrógeno

4.18.
a. Cloruro de hierro (III) b. Sulfuro de cinc
c. Nitrato de bario d. Fosfato de aluminio
e. Bromuro de oro (II) f. Seleniuro de cobre (I)
g. Carbonato de potasio h. Clorito de magnesio

4.19.

- a. $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$
- b. Li_2SO_3
- c. CuCO_3
- d. Be_2CO_4
- e. $\text{Zn}(\text{BrO})_2$

4.20.

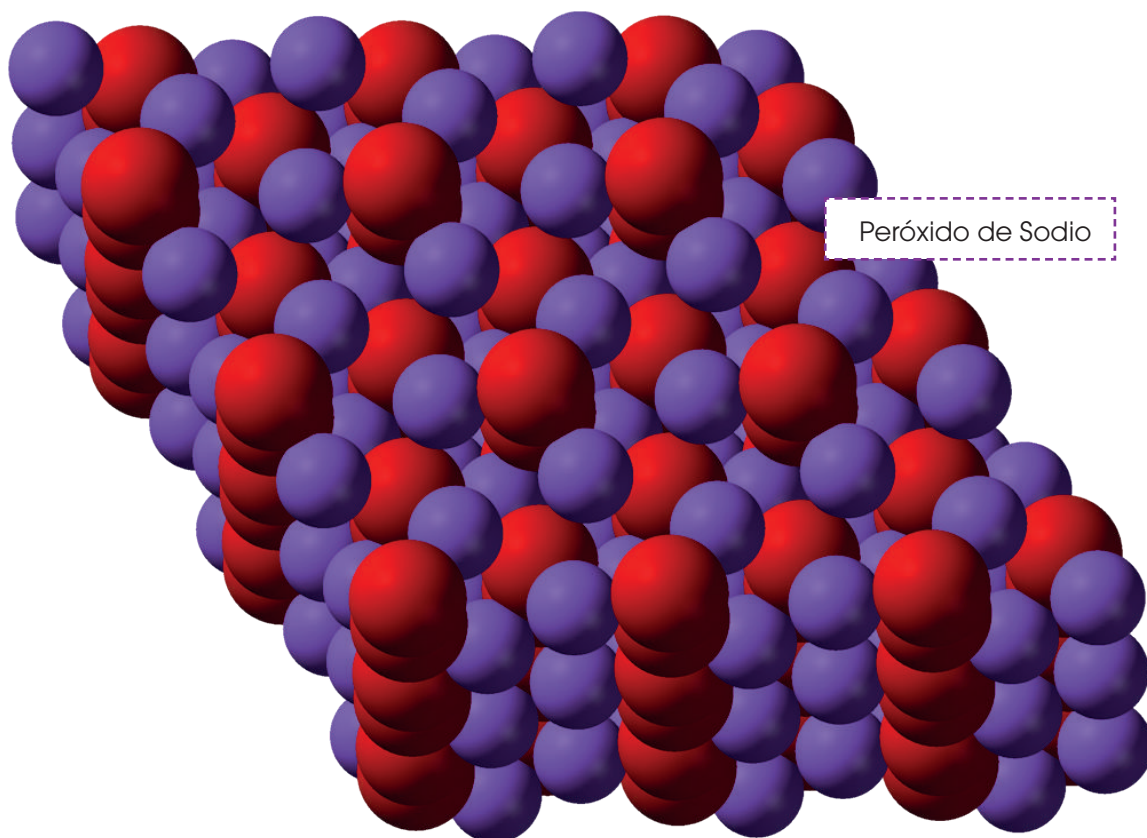
- a. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{FeH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- b. $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- c. $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- d. $\text{RbOH} + \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{RbHSe} + \text{H}_2\text{O}$
- e. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{AlHS} + \text{H}_2\text{O}$
- f. $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CrHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

4.21.

- a. Fosfato ácido de magnesio
- b. Sulfuro ácido de cobre (I)
- c. Fosfito ácido de radio
- d. Sulfito ácido de aluminio
- e. Ortocarbonato ácido de manganeso (III)
- f. Seleniuro ácido de oro (I)

4.22.

- a. BeO_2
- b. Na_2O_2
- c. Ag_2O_2
- d. CdO_2
- e. ZnO_2
- f. Li_2O_2



<https://goo.gl/mdWdx3>

Experimento

TEMA:
Sales halógenas

INVESTIGAMOS:
Las sales halógenas se forman de la reacción entre un hidróxido y un ácido hidróclido. El compuesto binario resultante tiene características muy diferentes a las de sus formadores.

OBJETIVO:
Obtener una sal halógena mediante la reacción de azufre con hierro y comprobar que la sal formada tiene propiedades diferentes de los reactivos.

MATERIALES:

- Tubos de ensayo
- pipeta
- pinza para tubo de ensayo
- mechero
- imán
- papel filtro
- mortero
- balanza

PROCESOS:
Pesa sobre el papel filtro 7 g de limaduras de hierro y 4 g de azufre, **mezcla** las muestras

y **tritúralas** en un mortero, hasta que no se distingan entre sí; **acercas** el imán y otra vez vuelve a triturar.

Introduce la mezcla en el tubo de ensayo y **calienta** hasta la incandescencia, **retira** el tubo y **observa** lo que pasa; **deja** enfriar y **rompe** el fondo del tubo dentro del mortero; a este producto **acércalo** al imán y **observa**.

Después **coloca** este mismo contenido en otro tubo de ensayo y **añade** unas gotas de HCl.

Repite esta última experiencia sobre la mezcla de azufre y hierro sin ser calentada. **Compara** los dos resultados y **registra** tus observaciones.

Realiza los gráficos de la práctica y **ubica** los nombres respectivos de cada material.

REACTIVOS:
Limaduras de hierro, azufre en polvo y ácido clorhídrico

CUESTIONES:

1. **Contesta:** ¿Cómo son las propiedades del producto obtenido en comparación con la de los reactivos?
2. **Contesta:** ¿Por qué motivo debe utilizarse la balanza para esta experiencia?
3. **Escribe** la ecuación química de esta reacción

Tema

Sales halógenas

Planteamiento del problema

En esta práctica de laboratorio, mediante el proceso de experimentación, se trata de demostrar el proceso de formación de las sales halógenas a partir de la reacción entre un hidróxido y un ácido hidrácido.

Formulación de la hipótesis

El compuesto binario resultante tiene características muy diferentes a las de sus formadores.

Experimentación

1. Pesar sobre el papel filtro 7 g de limaduras de hierro y 4 g de azufre, mezcla las muestra y tritúralas en un mortero, hasta que no se distingan entre sí; acerca el imán y otra vez vuelve a triturar.
2. Introduce la mezcla en el tubo de ensayo y calienta hasta la incandescencia, retira el tubo y observa lo que pasa; deja enfriar y rompe el fondo del tubo dentro del mortero; a este producto acércalo al imán y observa
3. Después coloca este mismo contenido en otro tubo de ensayo y añade unas gotas de HCl.
4. Repite esta última experiencia sobre la mezcla de azufre y hierro sin ser calentada. Compara los dos resultados y registra tus observaciones.
5. Realiza los gráficos de la práctica y ubica los nombres respectivos de cada material.

Observaciones

Las propiedades del reactivo es que es una mezcla homogénea, porque no se reconocen sus partes.

Conclusiones

La hipótesis planteada es verdadera, pues efectivamente a través del proceso de obtención de una sal halógena mediante la reacción de azufre con hierro se logró comprobar que la sal formada tiene propiedades diferentes de los reactivos.

Orientación didáctica

- En esta carilla se observan todos los conceptos vistos a lo largo de la unidad

Actividades complementarias

- Dinámica de resumen

Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito o en forma de mapa conceptual o en forma de esquema. Proponer que los estudiantes realicen una votación de cuál fue el mejor resumen.

- Folio giratorio

El docente o un estudiante puede leer el resumen mientras todos hacen acotaciones de los temas, para realizar en forma de repaso teórico de lo abordado en clase.

- Mapa conceptual

Realizar un mapa conceptual acerca de los compuestos aromáticos y sus usos.

4



Resumen

Nomenclatura química

La tabla periódica consta de varios elementos, cada elemento tiene características determinadas. En el caso del nombre, para facilitar la manera de nombrar, utilizamos los símbolos químicos.

Generalmente son la primera o segunda letra de las iniciales de los elementos químicos, por ejemplo: níquel (Ni).

Las fórmulas químicas de igual manera, se expresan de manera simbólica según la proporción de los átomos de un compuesto. Si hay más de un mismo elemento, se coloca un subíndice que represente la proporción, por ejemplo:

CCl_4 representa que por cada átomo de carbono hay cuatro átomos de cloro.

Además de la proporción, hay distintos tipos de fórmulas utilizadas para representar a un compuesto:

1. **Fórmula empírica:** Expresa la mínima relación que hay entre los átomos de un compuesto.
2. **Fórmula molecular:** Expresa la relación real entre los átomos de un compuesto.
3. **Fórmula desarrollada:** Representa la forma en la que se unen los enlaces de una sustancia.
4. **Fórmula estereoquímica:** Representa la disposición de los enlaces de una sustancia en el espacio.

La capacidad de un elemento para formar un enlace, está dado por la **valencia** y el **número de oxidación**. Esto varía dependiendo de la familia en la que se encuentre.

Para la formación de compuestos se toma en cuenta la carga de los iones positivos y negativos. Se intercambian las cargas y de ese modo es como se forma un **compuesto**.

La manera de nombrar a los compuestos, puede ser:

Tradicional	Stock	Sistemática
Si el elemento menos electropositivo tiene dos números de oxidación, se nombrará con la terminación -oso cuando utiliza el menor y con -ico cuando utiliza el mayor.	Se indica el número de oxidación, en caso de que tenga más de uno, del elemento más electropositivo con números romanos, entre paréntesis, al final del nombre.	Se leen los subíndices mediante prefijos numéricos (mono, di, tri, tetra, penta, ...) que preceden al nombre de los elementos. El prefijo mono- solo se utiliza si su omisión provoca alguna ambigüedad.

Algunos compuestos pueden producirse a partir de la interacción entre dos elementos:

- Metal + oxígeno → óxido básico
- No metal + oxígeno → óxido ácido
- Óxido básico + agua → hidróxido
- Hidrógeno + no metal → ácido hidrácido
- Ácido + base → sal + agua

Resumen de la nomenclatura

122

ZONA

La química y el medioambiente

La sociedad debe avanzar hacia una mejor protección de la salud y del medioambiente, utilizando de la mejor manera los recursos de los que dispone y reduciendo la producción de residuos.

En la actualidad, el medioambiente se ve afectado por diferentes procesos contra los que todos debemos luchar, como el calentamiento global, la lluvia ácida y la contaminación de aguas y ríos.



El calentamiento global

La emisión a la atmósfera de dióxido de carbono y metano procedentes de las computadoras, de los automóviles e industriales provoca el denominado efecto invernadero. La presencia de estos gases impide que una parte de los rayos solares que llegan a la Tierra vuelvan al espacio, como habían normalmente. Lo cual produce el sobrecalentamiento de la corteza terrestre.

Además, la destrucción de grandes masas forestales evita que el dióxido de carbono sea absorbido en la fotosíntesis.

El efecto invernadero es la causa del cambio climático en el que estamos inmersos y que podría llevar a través de los próximos países y la consecuente elevación del nivel del mar que llevará consigo la desaparición de zonas de cultivos o habitadas.

La lluvia ácida



Tiene su origen en la emisión a la atmósfera de grandes cantidades de dióxido de azufre y de óxidos de nitrógeno producidos en las combustiones domésticas, e industriales y en algunos procesos metalúrgicos.

En contacto con el aire húmedo estos gases se transforman en ácidos que son arrastrados hasta el suelo cuando se producen precipitaciones.

Sus efectos son devastadores: acidifica las aguas, provoca con ello la muerte de especies acuáticas, impide la fotosíntesis, y disuelve algunos minerales, lo que supone el empobrecimiento de los suelos de cultivo.

La contaminación de aguas y ríos

Las vertidas urbanas e industriales modifican gravemente el equilibrio de ríos, lagos y mares, y pueden destruir la fauna y la flora que los habitan.

Esta contaminación también puede afectar a los acuáticos subterráneos. Las aguas así contaminadas no pueden ser utilizadas para el consumo humano o para el riego.

El uso de depuradoras es imprescindible para eliminar los sustancias nocivas antes de proceder al vertido de aguas residuales.



Contaminación visual

Contaminación visual por las diferentes masas y se observan observando cómo se desarrolla la vida acuática, y cómo se relaciona con la topografía maraña y la acumulación de sedimentos.

Orientación didáctica

- Observar las aplicaciones más actuales de los temas abordados en la unidad. Se busca generar interés del estudiante por la ciencia. Cuando una persona tiene algo más visual puede darse cuenta de si le gusta o no. Incluso el si yo fuera, puede guiar al estudiante hacia una carrera definida.

Actividades complementarias

- Trabajo escrito

El estudiante deberá realizar un resumen de la noticia que quiera de la zona wifi y exponer a la clase.
- Dinámica de socialización

El docente puede leer las noticias y de manera ordenada, se pueden ir discutiendo temas relacionados al tema leído.

Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.

Actividades complementarias

1. Trabajo en grupo o trabajo en casa

Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

- Actividad en grupo

Formar grupos para la resolución de ejercicios de esta sección. El intercambio de ideas y de criterios fortalecerá los conocimientos y la manera de ejecutarlos en los ejercicios.

- Ejercicios adicionales

Cada estudiante deberá proponer un ejercicio con la respectiva resolución. El docente deberá elegir las mejores preguntas y a final de esta sección podría exponer las preguntas con las respectivas soluciones.

Para finalizar

Oxidos

- Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
 - Óxido de cloro (I)
 - Trióxido de difósforo
 - Dióxido de carbono
 - Óxido de níquel (III)
 - Dióxido de azufre
 - Óxido de cadmio
- Nombra** los siguientes compuestos.
 - NIO
 - Li_2O
 - B_2O_3
 - PbO_2
 - CuO
 - HgO
 - Au_2O
 - SO_3

Hidróclidos

- Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
 - Ácido clorhídrico
 - Ácido sulfhídrico
 - Sulfuro de hidrógeno
 - Bromuro de hidrógeno
- Nombra** los siguientes compuestos.
 - HBr
 - H_2Se
 - HF
 - HI

Hidruros y compuestos especiales

- Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
 - Hidruro de estaño
 - Hidruro de potasio
 - Dihidruro de calcio
 - Trihidruro de aluminio
 - Amoníaco
 - Estibina
- Nombra** los siguientes compuestos.
 - PH_3
 - SnH_4
 - RbH
 - KH
 - BaH_2
 - BH_3

Hidróxidos

- Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
 - Hidróxido de cadmio
 - Hidróxido de plata
 - Hidróxido de platino (IV)
 - Hidróxido de hierro (II)
 - Hidróxido de mercurio (II)
 - Hidróxido de litio
- Nombra** los siguientes compuestos.
 - CuOH
 - $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 - HgOH
 - $\text{Au}(\text{OH})_3$
 - $\text{Cr}(\text{OH})_3$
 - $\text{Sr}(\text{OH})_2$

Oxácidos

9. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
- Ácido bromoso
 - Ácido periódico
 - Ácido clórico
 - Ácido hipobromoso
 - Ácido carbónico
 - Ácido nítrico
10. **Nombra** los siguientes compuestos.
- HBrO_2
 - H_2CrO_4
 - HIO_3
 - HNO_3
 - H_2SO_4
 - HIO

Salas binarias

11. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
- Cloruro de cromo (III)
 - Sulfuro de berilio
 - Bromuro de manganeso (II)
 - Sulfuro de cobalto (III)
 - Cloruro de hierro (III)
 - Sulfuro de oro (I)

Oxosalas

12. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
- Clorato de plata
 - Hipoclorito de estaño (IV)
 - Perclorato de calcio
 - Nitrato de potasio
 - Carbonato de magnesio
 - Sulfito de cadmio
13. **Nombra** los siguientes compuestos.
- ZnCO_3
 - AgNO_3
 - $\text{Ba(NO}_3)_2$
 - $\text{Al(ClO}_3)_3$
 - NaClO
 - Hg_2O_2

Diferentes sales

14. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
- Sulfuro ácido de sodio
 - Fosfato ácido de potasio
 - Carbonato básico de aluminio
 - Fosfato doble de potasio y calcio
 - Nitrato dibásico de bismuto

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? ¿He cumplido mis tareas? ¿Qué papel he tenido en esta unidad temática?

• **Escribe** la opinión de tu familia.

Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros y compañeras? ¿He respetado las opiniones de los demás?

• **Pide** a tu profesor sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

125

Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.

Actividades complementarias

1. Trabajo en grupo o trabajo en casa

Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

- Actividad en grupo

Formar grupos para la resolución de ejercicios de esta sección. El intercambio de ideas y de criterios fortalecerá los conocimientos y la manera de ejecutarlos en los ejercicios.

- Ejercicios adicionales

Cada estudiante deberá proponer un ejercicio con la respectiva resolución. El docente deberá elegir las mejores preguntas y a final de esta sección podría exponer las preguntas con las respectivas soluciones.

Solucionario

Para finalizar – Unidad 4

1. a. Cl_2O b. P_2O_3 c. CO_2
 d. Ni_2O_3 e. SO_2 f. CdO

2.

- a. Óxido níqueloso b. Óxido de litio
 c. Trióxido de diboro d. Óxido de plomo (IV)
 e. Óxido de cobre (II) f. Óxido de mercurio (II)
 g. Óxido de oro (I) h. Trióxido de azufre

3. a. HCl b. H_2S c. H_2S d. HBr

4. a. Bromuro de hidrógeno
 b. Seleniuro de hidrógeno
 c. Fluoruro de hidrógeno
 d. Yoduro de hidrógeno

5. a. SnH_2 b. KH c. CaH_2
 d. AlH_3 e. NH_3 f. SbH_3

6. a. Fosfina b. Hidruro de estaño (IV)
 c. Hidruro de rubidio d. Hidruro de potasio
 e. Dihidruro de bario f. Borano

7. a. $\text{Cd}(\text{OH})_2$ b. AgOH c. $\text{Pt}(\text{OH})_4$
 d. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ e. $\text{Hg}(\text{OH})_2$ f. LiOH

Para finalizar

Oxidos

1. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
 a. Óxido de cloro (I)
 b. Trióxido de difósforo
 c. Dióxido de carbono
 d. Óxido de níquel (III)
 e. Dióxido de azufre
 f. Óxido de cadmio
2. **Nombra** los siguientes compuestos.
 a. NiO
 b. Li_2O
 c. B_2O_3
 d. PbO_2
 e. CuO
 f. HgO
 g. Au_2O
 h. SO_3

Hidróxidos

3. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
 a. Ácido clorhídrico
 b. Ácido sulfhídrico
 c. Sulfuro de hidrógeno
 d. Bromuro de hidrógeno
4. **Nombra** los siguientes compuestos.
 a. HBr
 b. H_2Se
 c. HF
 d. HI

Hidruros y compuestos especiales

5. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
 a. Hidruro de estaño
 b. Hidruro de potasio
 c. Dihidruro de calcio
 d. Trihidruro de aluminio
 e. Amoníaco
 f. Estibina
6. **Nombra** los siguientes compuestos.
 a. PH_3
 b. SnH_4
 c. RbH
 d. KH
 e. BaH_2
 f. BH_3

Hidróxidos

7. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
 a. Hidróxido de cadmio
 b. Hidróxido de plata
 c. Hidróxido de platino (IV)
 d. Hidróxido de hierro (II)
 e. Hidróxido de mercurio (II)
 f. Hidróxido de litio
8. **Nombra** los siguientes compuestos.
 a. CuOH
 b. $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 c. HgOH
 d. $\text{Au}(\text{OH})_3$
 e. $\text{Cr}(\text{OH})_3$
 f. $\text{Sr}(\text{OH})_2$

Oxodácidos

9. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
- Ácido bromoso
 - Ácido periódico
 - Ácido clórico
 - Ácido hipobromoso
 - Ácido carbónico
 - Ácido nítrico
10. **Nombra** los siguientes compuestos.
- HBrO_2
 - H_2CrO_4
 - HIO_3
 - HNO_2
 - H_2SO_4
 - HIO

Sales binarias

11. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
- Cloruro de cromo (III)
 - Sulfuro de berilio
 - Bromuro de manganeso (II)
 - Sulfuro de cobalto (III)
 - Cloruro de hierro (III)
 - Sulfuro de oro (I)

Oxosalas

12. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
- Clorato de plata
 - Hipoclorito de estaño (IV)
 - Perclorato de calcio
 - Nitrito de potasio
 - Carbonato de magnesio
 - Sulfito de cadmio
13. **Nombra** los siguientes compuestos.
- ZnCO_3
 - AgNO_2
 - $\text{Ba(NO}_3)_2$
 - $\text{Al(ClO}_3)_3$
 - NaClO
 - HgI_2

Diferentes sales

14. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
- Sulfuro ácido de sodio
 - Fosfato ácido de potasio
 - Carbonato básico de aluminio
 - Fosfato doble de potasio y calcio
 - Nitrato alabásico de bismuto

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? ¿He cumplido mis tareas? ¿Qué papel he tenido en esta unidad temática?

Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros y compañeras? ¿He respetado las opiniones de los demás?

Escribe la opinión de tu familia.

Pide a tu profesor sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

125

Solucionario

8. a. Hidróxido de cobre (I)
 b. Hidróxido de magnesio
 c. Hidróxido de mercurio (I)
 d. Hidróxido de oro (III)
 e. Hidróxido de cromo (III)
 f. Hidróxido de estroncio
9. a. HBrO_2 b. HIO_4 c. HClO_3
 d. HBrO e. H_2CO_3 f. HNO_2
10. a. Ácido perbrómico b. Ácido crómico
 c. Ácido yódico d. Ácido nítrico
 e. Ácido sulfúrico f. Ácido hipoyódoso
11. a. CrCl_3 b. BeS c. MnBr_2
 d. Co_2S_3 e. FeCl_3 f. Au_2S
12. a. AgClO_3 b. $\text{Sn(ClO}_4)_4$ c. $\text{Ca(ClO}_7)_2$
 d. KNO_2 e. MgCO_3 f. CdSO_3
13. a. Carbonato de cinc
 b. Nitrito de plata
 c. Nitrato de bario
 d. Clorato de aluminio
 e. Hipoclorito de sodio
 f. Peryoduro de mercurio (I)
14. a. Na(HS) b. K_2HPO_4 c. Al(OH)CO_3
 d. $\text{K}_2\text{Ca(SO}_4)_2$ e. $\text{Bi(OH)}_2(\text{NO}_3)$

Las reacciones químicas y sus ecuaciones

Experimento

TIEMPO
15 minutos

MATERIALES
- 1 vaso de precipitación pequeño
- 2 cucharadas de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (s)
- 1 matrazillo
- 100 mL de agua destilada
- 1 pipeta
- 1 alfiler
- 1 alfiler oxidado (Fe)
- 1 alfiler de acero (Zn)
- 1 alfiler de aluminio (Al)

OBJETIVOS
- Observar la reacción química de oxidación-reducción.
- Identificar el agente oxidante y el agente reductor.
- Balancear la ecuación química de la reacción.

PROCEDIMIENTO
1. Se prepara una solución acuosa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en un vaso de precipitación.
2. Se introducen en el vaso los alfileres de Fe, Zn y Al.
3. Se observa el cambio de color y la aparición de precipitados.

ZONA

Reacciones de oxidación-reducción

Reacciones de oxidación-reducción
Las reacciones de oxidación-reducción (redox) son aquellas en las que se produce un cambio en el estado de oxidación de uno o más de los elementos que participan en la reacción. Este tipo de reacciones son fundamentales en la química y tienen aplicaciones en diversos campos, como la biología, la medicina y la industria.

Reacciones de fermentación
La fermentación es un proceso bioquímico en el que se convierte los azúcares en alcohol o ácidos orgánicos. Este proceso es esencial para la producción de alimentos como el pan, el vino y el yogur, así como para la obtención de biocombustibles.

EN GRUPO

1. Clasifiquen las reacciones que siguen en oxidación-reducción:

- $\text{NH}_3(g) + \text{HCl}(g) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(s)$
- $2\text{NH}_3(g) + 3\text{Mg}(s) \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2(s)$
- $\text{Zn}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow \text{ZnSO}_4(aq) + \text{H}_2(g)$
- $2\text{H}_2\text{SO}_4(aq) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{S}(s)$
- $3\text{HCl}(aq) + \text{Al}(\text{OH})_3(s) \rightarrow \text{AlCl}_3(aq) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$

Las reacciones redox

Las reacciones redox son aquellas en las que se produce un cambio en el estado de oxidación de uno o más de los elementos que participan en la reacción.

Reacciones de oxidación-reducción

Reacciones de oxidación-reducción

Reacciones de oxidación-reducción

Reacciones de oxidación-reducción

Las reacciones de oxidación-reducción (redox) son aquellas en las que se produce un cambio en el estado de oxidación de uno o más de los elementos que participan en la reacción.

Reacciones de oxidación-reducción

Reacciones de oxidación-reducción

El mol

El mol es la unidad de medida de la cantidad de sustancia. Se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg de ^{12}C .

El número de Avogadro

El número de Avogadro (N_A) es el número de entidades elementales que hay en un mol de una sustancia.

Y TAMBIÉN

Teoría ácido-base

En 1923, los científicos Brønsted y Lowry propusieron una nueva teoría ácido-base que amplió los conceptos de ácido y base propuestos por Arrhenius. Según esta teoría, un ácido es toda especie química capaz de ceder protones H^+ , mientras que una base es toda especie química capaz de recibir protones H^+ .

TIC

Accede a la página <http://goo.gl/B9AWYd> y observa la equivalencia entre el mol de átomos y su masa en gramos de distintos elementos.

UNIDAD 5

5 Las reacciones químicas y sus ecuaciones

CONTENIDOS:

- 5. Las reacciones químicas y sus ecuaciones
 - 5.1. Reacción química y ecuación
 - 5.2. Tipo de reacción química
 - 5.3. Balanceo o ajuste de ecuaciones químicas
 - 5.4. Masa atómica y molecular
 - 5.5. El mol
 - 5.6. Número de Avogadro
 - 5.7. Masa molar

Noticia:
Hay color en las reacciones... A veces reaccionamos rápido y no observamos...
Web:
La química del amor... Una reacción de formación que tiene que ver con los gases...
Película:
La química del amor y la pasión... En este documental se trata de cómo se relaciona la química con el amor...

Bloques curriculares	Contenidos
La química y su lenguaje Ciencia en acción	5.1. Tipos de reacciones químicas 5.2. Balanceo o ajuste de ecuaciones químicas 5.3. Masa atómica y molecular 5.4. El mol 5.5. Número de Avogadro 5.6. Masa molar 5.7. Cálculos estequiométricos

PLANIFICACIÓN MICROCURRICULAR						
Nombre de la institución						
Nombre del Docente					Fecha	
Área	Ciencias Naturales	BGU	Primero	Año lectivo		
Asignatura	Química			Tiempo		
Unidad didáctica	5 – Las reacciones químicas y sus ecuaciones					
Objetivo de la unidad	<p>OG.CN.1. Desarrollar habilidades de pensamiento científico con el fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico; demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico.</p> <p>OG.CN.2. Comprender el punto de vista de la ciencia sobre la naturaleza de los seres vivos, su diversidad, interrelaciones y evolución; sobre la Tierra, sus cambios y su lugar en el Universo, y sobre los procesos, físicos y químicos, que se producen en la materia.</p> <p>OG.CN.3. Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental.</p> <p>OG.CN.6. Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales.</p> <p>OG.CN.9. Comprender y valorar los saberes ancestrales y la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural, considerando la acción que estos ejercen en la vida personal y social.</p> <p>OG.CN.10. Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad.</p>					
Criterios de Evaluación	<p>CE.CN.Q.5.6. Deducir la posibilidad de que se efectúen las reacciones químicas de acuerdo a la transferencia de energía y a la presencia de diferentes catalizadores; clasificar los tipos de reacciones y reconocer los estados de oxidación de los elementos y compuestos, y la actividad de los metales; y efectuar la igualación de reacciones químicas con distintos métodos, cumpliendo con la ley de la conservación de la masa y la energía para balancear las ecuaciones.</p>					

¿Qué van a aprender? DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO	¿Cómo van a aprender? ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE (Estrategias Metodológicas)	RECURSOS	¿Qué y cómo evaluar? EVALUACIÓN
			Indicadores de Evaluación de la unidad
<p>CN.Q.5.1.14. Comparar los tipos de reacciones químicas: combinación, descomposición, desplazamiento, exotérmicas y endotérmicas, partiendo de la experimentación, análisis e interpretación de los datos registrados y la complementación de información bibliográfica y procedente de las TIC.</p> <p>CN.Q.5.1.24. Interpretar y analizar las reacciones de oxidación y reducción como la transferencia de electrones que experimentan los elementos.</p> <p>CN.Q.5.1.27. Examinar la diferente actividad de los metales, mediante la observación e interpretación de los fenómenos que se producen en la experimentación con agua y ácidos diluidos.</p> <p>CN.Q.5.2.8. Deducir y comunicar que las ecuaciones químicas son las representaciones escritas de las reacciones que expresan todos los fenómenos y transformaciones que se producen.</p> <p>CN.Q.5.2.13. Examinar y aplicar el método más apropiado para balancear las ecuaciones químicas basándose en la escritura correcta de las fórmulas químicas y el conocimiento del rol que desempeñan los coeficientes y subíndices, para utilizarlos o modificarlos correctamente.</p>	<p>Iniciar con una lectura de las noticias, la web y la película para introducir los temas de la unidad. Introducir el tema de la reacción química y sus respectivas ecuaciones. Ejemplificar como realizar una reacción y como balancearla. Dar algunos ejemplos de las reacciones más conocidas y comunes para que se identifiquen los estudiantes con la materia. Definir, explicar y ejemplificar los tipos de reacciones, apoyarse en las imágenes y videos del libro.</p> <p>Establecer la importancia del balanceo de ecuaciones. Definir el término de mol, junto con masa atómica y molecular. ¿Cómo se relacionan con el número de Avogadro? Realizar varios ejemplos de ecuaciones balanceadas, junto con los cálculos estequiométricos.</p> <p>Apoyarse en los ejercicios resueltos para mejorar la comprensión de los estudiantes. Tomar en cuenta que los videos pueden mejorar el interés. Se sugiere leer la zona wifi para observar aplicaciones en la vida real. Resolver los ejercicios en forma de deber o trabajo en grupo de la sección para finalizar.</p>	<p>Texto</p> <p>Cuadernos</p> <p>Videos</p> <p>Pizarra</p> <p>Materiales de laboratorio como balanza analítica o electrónica, espátula, pesamuestras, vasos de precipitación, pipeteadores, pipetas volumétricas o graduadas, agua destilada, picetas</p> <p>Mechero, pinzas metálicas, espátula, pipetas, crisol, ácido clorhídrico, hidróxido de sodio, fenolftaleína, cinta de magnesio, carbón activado, clorato de potasio.</p> <p>Mandil, gafas, guantes, calculadora y tabla periódica.</p>	<p>I.CN.Q.5.6.1. Deducir la posibilidad de que se efectúen las reacciones químicas de acuerdo a la transferencia de energía y a la presencia de diferentes catalizadores; clasifica los tipos de reacciones y reconoce los estados de oxidación de los elementos y compuestos, y la actividad de los metales; y efectúa la igualación de reacciones químicas con distintos métodos, cumpliendo con la ley de la conservación de la masa y la energía para balancear las ecuaciones. (I.2.)</p> <p>I.CN.Q.5.10.1. Justifica desde la experimentación el cumplimiento de las leyes de transformación de la materia, mediante el cálculo de la masa molecular, la masa molar (aplicando número de Avogadro) y la composición porcentual de los compuestos químicos. (I.2.)</p>
*Adaptaciones curriculares			
Especificación de la necesidad educativa		Especificación de la adaptación a ser aplicada	

AMPLIACIÓN DE CONTENIDOS

1. Reacciones químicas

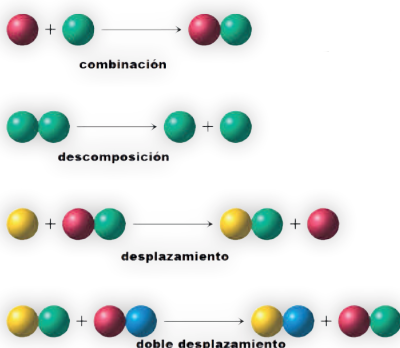
Las reacciones químicas se generan a partir de reactivos para formar productos. Dada la enorme cantidad de compuestos que pueden existir en la naturaleza o que pueden ser sintetizados, pueden existir varias opciones de reacciones.

Las más importantes están descritas en el libro, sin embargo, es importante analizar algunas otras reacciones o profundizar algunas reacciones.

Para identificar o caracterizar a una reacción, solamente las podemos asociar con un lenguaje común, simplemente analizando el tipo de reacción, vamos a poder deducir qué tipo de reacción es, por ejemplo:

1.1 Reacción de síntesis:

Un sinónimo de síntesis es formación, para que un compuesto se forme, deberíamos observar que provenga de la unión de dos reactivos.



<http://goog/lnMlg8>

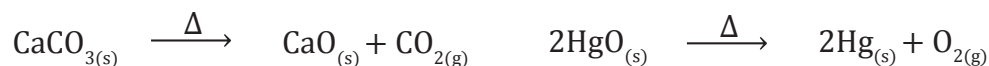
1.2. Una reacción de adición:

Significa que el un reactivo se adhiere al otro, es decir, para reconocer esta reacción simplemente debemos observar una reacción en la que participen dos reactivos para producir un producto.



1.3. Reacción de descomposición:

Viene de descomponer, esto quiere decir que un reactivo que inicialmente como uno, se descompone en dos en el producto.



1.4. Reacciones iónicas:

Son reacciones en las que iones, ya sean cationes o aniones, participan.



1.5. Reacción de precipitación:

Es una reacción en la que, como su nombre lo indica, se forma un precipitado a partir de reactivos.

1.6. Reacción de desplazamiento de metales:

Como su nombre lo dice son reacciones en las que los metales son desplazados. Es decir, inicialmente los metales forman parte de un compuesto y que al final, ya no forman parte del producto por desplazamiento.



1.7. Reacción de desproporción:

Se da cuando un elemento se oxida y reduce al mismo tiempo. También, se la puede identificar por haber desproporción entre la cantidad de reactivos y productos. Es decir si hay dos reactivos, esperaríamos uno o dos productos, cuando no ocurre esto, tenemos una desproporción.



2. Estequiometría

La estequiometría es la relación cuantitativa entre los productos y reactivos. El término estequiometría se deriva de dos palabras griegas stoicheion que significa elemento y metron que significa medida.

La estequiometría se basa en el hecho de que los átomos se conservan. Es decir ellos no se crean ni se destruyen. Por lo tanto, los números y los tipos de átomos antes y después de la reacción son exactamente los mismos.

Atómica y molecularmente hablando, la estequiometría en una reacción química es muy simple. Sin embargo, átomos de diferentes elementos y moléculas de distintas sustancias tienen pesos diferentes.

En una reacción química no todos los reactivos se consumen. Uno de ellos puede estar en exceso y el otro puede ser el reactivo limitante. El reactivo limitante es el reactivo que se consume completamente en la reacción mientras que el reactivo que no reacciona completamente se denomina el reactivo en exceso.

1. En una reacción química:
- El número total de moles de los reactivos iniciales es igual al número total de moles de los productos que aparecen al final.
 - El número total de las moléculas presentes aumenta siempre, a medida que avanza la reacción.
 - La masa total de los reactivos que reaccionan es igual a la masa total de los productos formados al final de la reacción.

2. Un recipiente A contiene 50 g de hierro y otro recipiente B, 100 g de O_2 . ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

Datos: Masas atómicas: Fe = 55,85, O = 16

- Hay igual número de átomos en ambos recipientes.
- Hay mayor número de átomos en el recipiente A.
- Hay mayor número de átomos en el recipiente B.

3. Ajusta las ecuaciones químicas siguientes:

- $MnO_2 + KOH + O_2 \rightarrow K_2MnO_4 + H_2O$
- $NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + NO$
- $BF_3 + H_2O \rightarrow H_3BO_3 + HBF_4$

4. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- | | |
|--|--|
| a. $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$ | b. $HCl + Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 + H_2$ |
| c. $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$ | d. $H_2SO_4 + Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$ |
| e. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$ | |

5. El sulfato de hierro (III) reacciona con el hidróxido de sodio para producir hidróxido de hierro (III) y sulfato de sodio.

Escribe la ecuación, ajústala y calcula cuántos gramos de hidróxido de hierro (III) se producen a partir de 34 g de sulfato de hierro (III).

6. Una disolución contiene una mezcla de 0,756 g de cloruro de sodio y de bromuro de sodio. Por reacción con nitrato de plata, se produce una mezcla de 1,617 g de cloruro de plata y bromuro de plata.

Calcula la composición de la mezcla inicial.

7. **Calcula** la masa de agua que se formará si hacemos reaccionar 5,0 g de hidrógeno gas con 5,0 g de oxígeno gas.

8. Una muestra de 7,33 g de cloruro de bario dihidratado puro se disuelve en agua y se trata con una disolución valorada de ácido sulfúrico del 60 % de riqueza en masa y densidad 1,5 g/mL.

- Formula y ajusta** la reacción que tiene lugar.

1. En una reacción química:
- El número total de moles de los reactivos iniciales es igual al número total de moles de los productos que aparecen al final.
 - El número total de las moléculas presentes aumenta siempre, a medida que avanza la reacción.
 - La masa total de los reactivos que reaccionan es igual a la masa total de los productos formados al final de la reacción.**

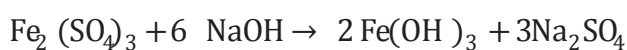
2. Un recipiente A contiene 50 g de hierro y otro recipiente B, 100 g de O_2 . ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

Datos: Masas atómicas: Fe = 55,85, O = 16

- Hay igual número de átomos en ambos recipientes.
 - Hay mayor número de átomos en el recipiente A.
 - Hay mayor número de átomos en el recipiente B.**
3. a. $MnO_2 + 2KOH + O_2 \rightarrow K_2MnO_4 + H_2O$
 O también:
 $2MnO_2 + 4KOH + O_2 \rightarrow 2K_2MnO_4 + 2H_2O$
- b. $3NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO$
- c. $4BF_3 + 3H_2O \rightarrow H_3BO_3 + 3HBF_4$
4. a. $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$
 O también:
 $2K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow 2KMnO_4 + 2KCl$
- b. $6HCl + Al_2O_3 \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$
- c. $2NH_3 + O_2 \rightarrow 2NO + 3H_2O$
 O también:
 $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$
- d. $3H_2SO_4 + 2Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$
- e. $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$

5. Datos: 34,0 g $Fe_2(SO_4)_3$

Ecuación ajustada:



$$M_r[Fe_2(SO_4)_3] = 2 \cdot 55,85 u + 3 \cdot 32,07 u + 12 \cdot 16,00 u = 399,91 u$$

$$M_r[Fe(OH)_3] = 55,85 u + 3 \cdot 16,00 u + 3 \cdot 1,008 u = 106,87 u$$

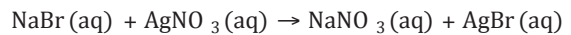
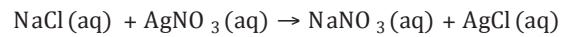
$$m[Fe(OH)_3] = 34,0 g Fe_2(SO_4)_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } Fe_2(SO_4)_3}{399,91 g Fe_2(SO_4)_3} \cdot \frac{2 \text{ mol } Fe(OH)_3}{1 \text{ mol } Fe_2(SO_4)_3} \cdot \frac{106,87 g Fe(OH)_3}{1 \text{ mol } Fe(OH)_3} = 18,17 g Fe(OH)_3$$

Se producen 18,17 g de $Fe(OH)_3$.

6. Datos: 0,756 g NaCl y NaBr

1,617 g AgCl y AgBr

Ecuaciones ajustadas:



Llamamos x e y, respectivamente, a las masas iniciales de NaCl y NaBr que hay en la mezcla.

De manera que: $x + y = 0,756$

Determinamos la masa de AgCl que se produce a partir de x g de NaCl:

$$M_r(\text{NaCl}) = 22,99 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 58,44 \text{ u}$$

$$M_r(\text{AgCl}) = 107,9 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 143,35 \text{ u}$$

$$x \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{143,35 \text{ AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = \\ = 2,453 x \text{ g AgCl}$$

Determinamos la masa de AgBr que se produce a partir de y g de NaBr:

$$M_r(\text{NaBr}) = 22,99 \text{ u} + 79,90 \text{ u} = 102,89 \text{ u}$$

$$M_r(\text{AgBr}) = 107,9 \text{ u} + 79,90 \text{ u} = 187,80 \text{ u}$$

$$y \text{ g NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol NaBr}}{102,89 \text{ g NaBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{1 \text{ mol NaBr}} \cdot \frac{187,80 \text{ AgBr}}{1 \text{ mol AgBr}} = \\ = 1,825 y \text{ g AgBr}$$

De manera que:

$$2,453 x + 1,834 y = 1,617$$

Con las dos ecuaciones formamos un sistema:

$$\begin{cases} x + y = 0,756 \\ 2,453 x + 1,834 y = 1,617 \end{cases}$$

Al resolverlo se obtiene: $\begin{cases} x = 0,379 \\ y = 0,377 \end{cases}$

Por tanto, la mezcla está formada por 0,379 g de NaCl y 0,377 g de NaBr.

Con estos datos, calculamos el porcentaje de cada compuesto en la mezcla inicial:

La composición inicial de la mezcla es 50% de NaCl y 50% de NaBr.

$$\% \text{ NaCl} = \frac{x}{m_{\text{mezcla}}} \cdot 100 = \frac{0,379 \text{ g}}{0,756 \text{ g}} \cdot 100 = 50\%$$

$$\% \text{ NaBr} = \frac{y}{m_{\text{mezcla}}} \cdot 100 = \frac{0,377 \text{ g}}{0,756 \text{ g}} \cdot 100 = 50\%$$

7. Datos: 5,0 g H₂ (g) 5,0 g O₂ (g)

Ecuaciones ajustadas: $2\text{H}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O (g)}$

Calculamos el número de moles de cada reactivo:

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen 0,16 mol O₂ se necesitan:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 18,016 \text{ u}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 5,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot$$

$$\cdot \frac{18,016 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 5,63 \text{ g H}_2\text{O}$$

Como disponemos de 2,48 mol H_2 , el reactivo limitante es el O_2 . Calculamos, pues, la masa de H_2O que se formará

$$0,16 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } O_2} = 0,32 \text{ mol } H_2$$

tomando como referencia la cantidad inicial de O_2 .

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 18,016 \text{ u}$$

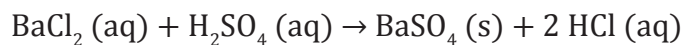
$$m_{H_2O} = 5,0 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{18,016 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 5,63 \text{ g } H_2O$$

Se formarán 5,63 g de H_2O

8. Datos: 7,33 g $BaCl_2 \cdot 2 H_2O$

$$\text{dis } H_2SO_4 \quad 60\%(\text{m/m}) \quad d = 1,5 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

a. Ecuación ajustada:



b. $M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 98,086 \text{ u}$

$$M = \frac{60 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1,5 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,086 \text{ g } H_2SO_4} = 9,18 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La disolución es 9,18 M.

c. Calculamos el volumen de la disolución a partir de la masa de la muestra:

$$M_r(BaCl_2 \cdot 2 H_2O) = 137,3 \text{ u} + 2 \cdot 35,45 \text{ u} + 2 \cdot (2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u}) = 244,232 \text{ u}$$

$$V = 7,33 \text{ g } BaCl_2 \cdot 2 H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } BaCl_2 \cdot 2 H_2O}{244,232 \text{ g } BaCl_2 \cdot 2 H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } BaCl_2}{1 \text{ mol } BaCl_2 \cdot 2 H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ mol } BaCl_2} \cdot \frac{1 \text{ L disol}}{9,18 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 3,27 \text{ mL}$$

Se consumirán 3,27 mL de disolución de H_2SO_4 .

CICLO DEL APRENDIZAJE

¿Cómo dinamizo el aula?

Criterios de evaluación

- CE.CN.Q.5.6. Deduce la posibilidad de que se efectúen las reacciones químicas de acuerdo a la transferencia de energía y a la presencia de diferentes catalizadores; clasifica los tipos de reacciones y reconoce los estados de oxidación de los elementos y compuestos, y la actividad de los metales; y efectúa la igualación de reacciones químicas con distintos métodos, cumpliendo con la ley de la conservación de la masa y la energía para balancear las ecuaciones.
- CE.CN.Q.5.10. Argumenta mediante la experimentación el cumplimiento de las leyes de transformación de la materia, realizando cálculos de masa molecular de compuestos simples a partir de la masa atómica y el número de Avogadro, para determinar la masa molar y la composición porcentual de los compuestos químicos.

Destrezas con criterios de desempeño

- CN.Q.5.1.14. Comparar los tipos de reacciones químicas: combinación, descomposición, desplazamiento, exotérmicas y endotérmicas, partiendo de la experimentación, análisis e interpretación de los datos registrados y la complementación de información bibliográfica y procedente de las TIC.
- CN.Q.5.1.24. Interpretar y analizar las reacciones de oxidación y reducción como la transferencia de electrones que experimentan los elementos.
- CN.Q.5.1.27. Examinar la diferente actividad de los metales, mediante la observación e interpretación de los fenómenos que se producen en la experimentación con agua y ácidos diluidos.
- CN.Q.5.2.8. Deducir y comunicar que las ecuaciones químicas son las representaciones escritas de las reacciones que expresan todos los fenómenos y transformaciones que se producen.
- CN.Q.5.2.13. Examinar y aplicar el método más apropiado para balancear las ecuaciones químicas basándose en la escritura correcta de las fórmulas químicas y el conocimiento del rol que desempeñan los coeficientes y subíndices, para utilizarlos o modificarlos correctamente.

Ciclo de aprendizaje

Experiencia:

El profesor o profesora activa su trabajo en el aula observando las imágenes de los textos, en los alumnos:

- Aplicar técnica de lluvia de ideas para el desarrollo de los contenidos y comprensión de los contenidos.
- Aplicar técnicas individuales o grupales para captar la atención para que entiendan por experiencias propias o de otros estudiantes.

Reflexión:

El profesor o profesora menciona diversos ejemplos, fotos, videos del texto haciendo que el estudiante se interese:

- Mejorar destrezas de comprensión, conceptualización y análisis.

Conceptualización:

Mediante los recursos del libro: imágenes, videos, actividades el docente hace al estudiante:

- Ampliar su conocimiento visual y literario con imágenes y términos nuevos.
- Comprender las imágenes y comprender el concepto.

Aplicación:

Para comprobar la comprensión de los estudiantes se va a usar las:

- Actividades de Experimentación: Reto
- Actividades de Evaluación de contenidos propuestos en la unidad mediante aplicación de: Resumen, Para finalizar, Alto en el camino.

BANCO DE PREGUNTAS

1. Muchas veces observamos en la ciudad que algunos monumentos o estatuas pierden su color original y con el tiempo se van desgastando. O cuando vemos a algún alambre que ya nos es plateado sino un poco rojo. ¿Cuándo más observamos corrosión?

2. **Explica** brevemente cada una de las siguientes reacciones:

Síntesis descomposición desplazamiento doble desplazamiento

a. Reacciones de _____, son aquellas en las que un elemento desaloja a otro de un compuesto y lo sustituye en dicho compuesto.

b. Reacciones de _____, son aquellas en las que los átomos o iones componentes de dos sustancias reaccionan intercambiando su posición en dichas sustancias.

c. Reacciones de _____, son aquellas reacciones en las que se forma una sustancia a partir de dos o más reactivos.

d. Reacciones de _____, son aquellas en las que una sustancia se descompone en otras más sencillas.

3. ¿Cuál es la diferencia entre la *oxidación* y la *reducción*?

4. El pH del estómago es de 1, lo cual es muy ácido esto ayuda para la digestión de alimentos. El pH de una fermentación para producir cerveza es indispensable para la realización de un buen aroma, sabor, color. ¿Qué es y para qué más podría servir medir el pH?

5. ¿Cuál es la diferencia entre *suspensión* y *emulsión*?

SOLUCIONARIO BANCO DE PREGUNTAS

1. Muchas veces observamos en la ciudad que algunos monumentos o estatuas pierden su color original y con el tiempo se van desgastando. O cuando vemos a algún alambre que ya nos es plateado sino un poco rojo. ¿Cuándo más observamos corrosión?

Algunos metales, especialmente el hierro, sufren oxidación o corrosión. A este proceso lo apreciamos notablemente cuando el metal queda expuesto a la intemperie y se forma una capa de color ocre, característico de la oxidación del hierro. Otros metales, en cambio, sufren este proceso mucho más lentamente o, simplemente, no se corroen y permanecen siempre brillantes, como ocurre con dos metales preciosos: el oro y el platino.

2. **Explica** brevemente cada una de las siguientes reacciones:

Síntesis **(c)** descomposición **(d)** desplazamiento **(a)** doble desplazamiento **(b)**

- a. Reacciones de _____, son aquellas en las que un elemento desaloja a otro de un compuesto y lo sustituye en dicho compuesto.
- b. Reacciones de _____, son aquellas en las que los átomos o iones componentes de dos sustancias reaccionan intercambiando su posición en dichas sustancias.
- c. Reacciones de _____, son aquellas reacciones en las que se forma una sustancia a partir de dos o más reactivos.
- d. Reacciones de _____, son aquellas en las que una sustancia se descompone en otras más sencillas.

3. ¿Cuál es la diferencia entre la *oxidación* y la *reducción*?

Oxidación es el proceso de pérdida de electrones por parte de un reductor. Reducción es el proceso de ganancia de electrones por parte de un oxidante.

4. El pH del estómago es de 1, lo cual es muy ácido esto ayuda para la digestión de alimentos. El pH de una fermentación para producir cerveza es indispensable para la realización de un buen aroma, sabor, color. ¿Qué es y para qué más podría servir medir el pH?

Este comportamiento del agua sirve para medir la acidez o la basicidad de las disoluciones acuosas. Según este criterio, las disoluciones pueden ser ácidas, neutras o básicas. Una forma práctica de medir la acidez y la basicidad de una disolución acuosa es la escala de pH, que comprende de cero a catorce unidades. El pH de una disolución es el logaritmo negativo de la expresión numérica de la concentración molar de iones hidrógeno.

R.A. pH de agua potable, de la sangre, de alimentos como las gaseosas, de las frutas, de las carnes.

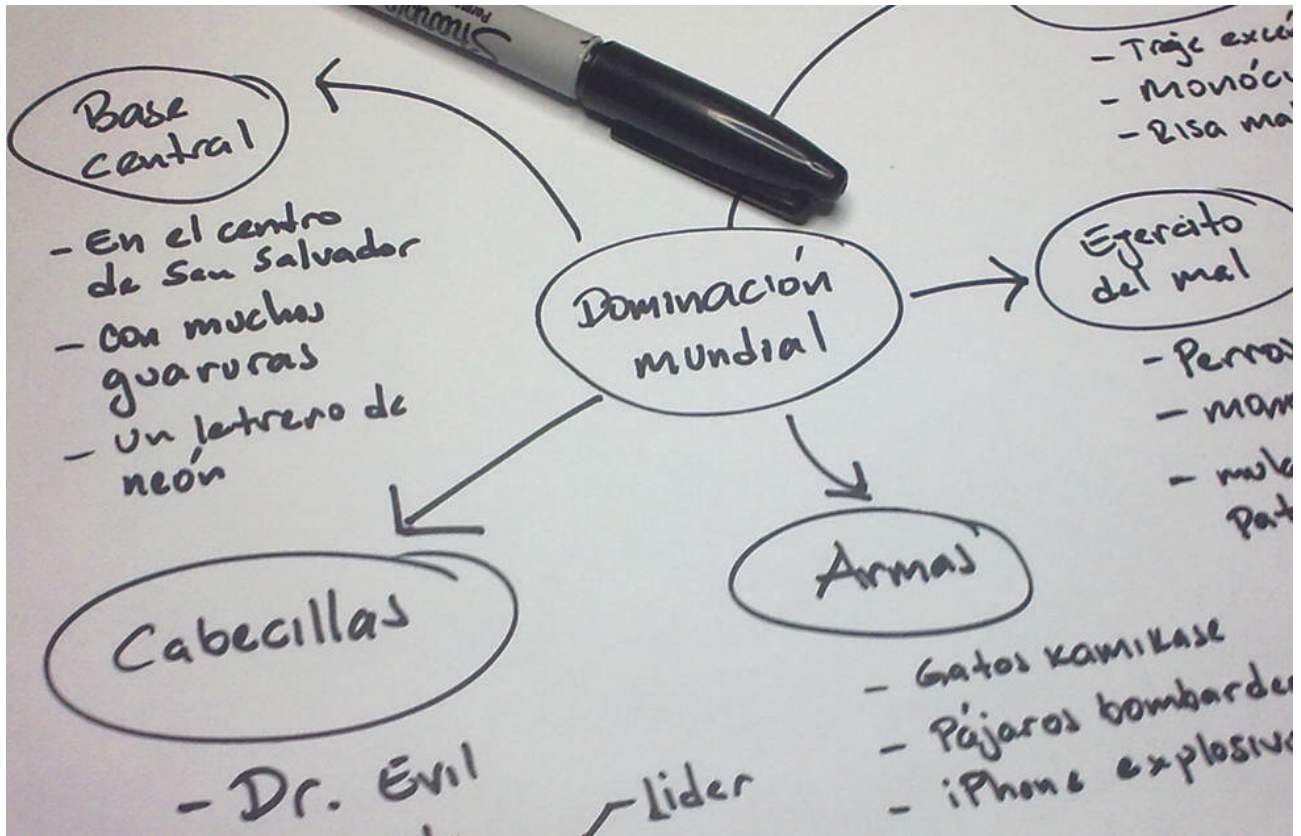
5. ¿Cuál es la diferencia entre *suspensión* y *emulsión*?

Una suspensión está formada por una sustancia sólida dispersa en un fluido. Las partículas sedimentan y pueden separarse por filtros ordinarios, por ejemplo, el polvo en el aire.

Una emulsión está formada por dos líquidos inmiscibles, uno de los cuales está dividido en pequeñísimas gotas dispersas en el otro. Con el tiempo suelen separarse en fases diferenciadas, por ejemplo, el agua y el aceite después de agitar la mezcla.

RECURSOS PROPIOS DEL ÁREA

Mapas mentales



La cantidad de nuevos conceptos algunas veces puede ser complicada el aprendizaje, sin embargo, dada la trascendencia de los temas, muchas veces es bueno observar todo de un modo general para así comprender cada uno de los temas.

El objetivo de los mapas mentales es resumir los temas de un modo generar a partir de varias ideas que son propias. El objetivo de un mapa mental es optimización en el tiempo de estudio. La consolidación de conocimientos

y el ahorro de horas de estudio son consecuencias de un buen mapa mental.

Para realizar un mapa mental, se debe colocar la idea general en el medio de la hoja, y se debe ir colocando los subtemas alrededor de la idea central, y así sucesivamente con los subtemas y demás. La recomendación es realizar la idea, los temas, subtemas y demás de diferentes colores con el fin de poder distinguir a una idea o tema general de una específica.

Fichas de estudio

El proceso de memorización muchas veces puede ser tedioso, especialmente cuando bastantes y nuevos conceptos aparecen a lo largo de la unidad. El uso de fichas de estudio es un método de aprendizaje especialmente óptimo al instante de memorizar vocabulario, cargas formales, nomenclatura, estructura, entre otros.

Realizar una ficha de estudio es sencillo, solamente se debe colocar la información en un pedazo pequeño de hoja o cartulina. Se debe procurar colocar información resumida, o lo que sea indispensable de cada tema de la unidad. De preferencia hay que numerarlas o dividir las por unidad y por tema.



<http://goo.gl/FmedNd>



<http://goo.gl/M7GVRR>

Los conceptos químicos se pueden facilitar gracias a fichas de estudio. El hecho de crearlas, decorarlas y colocar información con nuestras propias palabras, hacen del aprendizaje un proceso interactivo. Lo recomendable es tener estas fichas de estudio al alcance a toda hora para que en cualquier momento libre del día las leamos de forma rápida. Pero, de todos modos, al instante de estudiar se recomienda que la ficha sea de otro color o tenga otro tipo de estructura para facilitar el aprendizaje.

Las reacciones químicas y sus ecuaciones

5 Las reacciones químicas y sus ecuaciones

CONTENIDOS:

- 5. Las reacciones químicas y sus ecuaciones
- 5.1. Reacción química y ecuación
- 5.2. Tipos de reacciones químicas
- 5.3. Balanceo o ajuste de ecuaciones químicas
- 5.4. Masa atómica y molecular
- 5.5. D.mol
- 5.6. Número de Avogadro
- 5.7. Masa molar

Noticia:

Frio y calor instantáneos

A veces necesitamos hielo y no disponemos de una nevera o congelador caseros. Ciertos procesos endotérmicos pueden ayudarnos a solucionar el problema. Es el caso de las bolsas de frío instantáneo, podremos utilizar nitrato de amonio que da lugar a una reacción endotérmica, pero si necesitamos bolsas de calor instantáneo, utilizaremos cloruro de calcio o sulfato de magnesio.

Tomado de Edebe

Web:

La química del amor

Esas especies de fascinación que hace que dos seres se queden enganchados con gran necesidad de interactuar y conocerse más, se llaman la química del amor. Se refiere al conjunto de reacciones emocionales donde existen descargas neuronales y hormonales, además de ácidos, gases y sales. Creando una mezcla que convierte lo racional en irracional, lo prudente en torpezas que son parte del enamoramiento.

<http://goo.gl/Q4Wtmg>

Película:

La química del amor y la pasión

En este documental Eduard Punset nos habla acerca del amor, abordando primero una explicación en el ámbito químico (compuestos químicos en el cerebro) y seguidamente da una explicación en el campo psicológico.

<https://youtube.com/watch?v=7M4TCk7o>

EN CONTEXTO:

1. Lee la noticia y contesta:
 - a. ¿Cuál es la utilidad de las bolsas de calor y frío instantáneas?
 - b. ¿Qué entendes por reacción química?
2. Contesta las siguientes preguntas:
 - a. ¿Por qué al amor se lo considera una droga? ¿Qué pasa con nuestro cuerpo?
 - b. ¿Qué signos o reacciones tienes cuando estás enamorado?
3. Basado en el documental contesta:
—¿Por qué los hombres se enamoran más rápido?

UNIDAD 5

Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Lección oral

Pueden pasar alumnos a exponer lo que leyeron o aprendieron de la noticia, web o zona wifi

Solucionario

1. Son bolsas de calor o de frío instantáneas. La de calor se usa cloruro de calcio o sulfato de magnesio. Mientras que para las bolsas de frío utilizaremos nitrato de amonio. Una reacción química es cuando uno o más reactivos producen productos.
2. Es el conjunto de reacciones emocionales y hormonales, además de ácidos, gases y olores. El hipotálamo es el órgano en el cual las emociones son captadas a través de los olores.
3. Por los compuestos químicos en el cerebro y por lo psicológico.

Solucionario

Unidad 5 – tema unidad 5

En grupo:

1. a. Síntesis
- b. Desplazamiento
- c. Desplazamiento
- d. Desplazamiento
- e. Desplazamiento

5.1.

a. Reactivos: $\text{Cu} = +2, \text{Zn} = 0, \text{S} = +6, \text{O} = -2$.

Productos: $\text{Cu} = 0, \text{Zn} = +2, \text{S} = +6, \text{O} = -2$.

b. Reactivos: $\text{Cu} = 0, \text{O} = 0$.

Productos: $\text{Cu} = +2, \text{O} = -2$.

5.2. Combustible, comburente y chispa que aporta energía de activación.

5.3. Reactivos: Glucosa y oxígeno. Productos: Dióxido de carbono, agua y energía.

Página 133

Reacciones de combustión

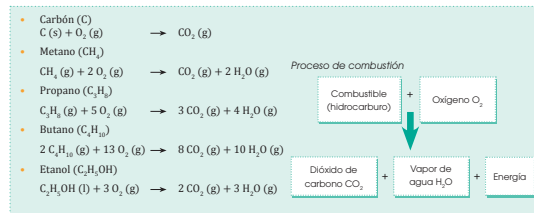
Estamos habituados a utilizar sustancias como la madera, el carbón o el butano para aprovechar el calor producido cuando las quemamos. Estos procesos son reacciones de combustión.

La combustión es la reacción de una sustancia, llamada combustible, con el oxígeno, al que llamamos comburente, en la que se desprende una gran cantidad de energía en forma de luz y calor.

La combustión no comienza espontáneamente, sino que debe iniciarse mediante la aplicación de una llama.

En toda reacción de combustión es necesaria la presencia del oxígeno como reactivo y se obtienen, cuando el combustible es un hidrocarburo, dos productos de reacción, el dióxido de carbono y el vapor de agua.

Las ecuaciones que corresponden a la combustión de diferentes combustibles son las siguientes:



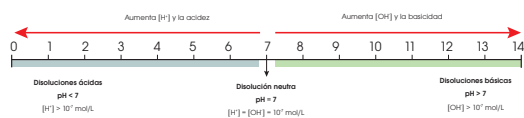
Reacción de combustión de la cera.

Observa que el único material que no produce vapor de agua durante la combustión es el carbono puro.

1. **Indica** los números de oxidación de los elementos que intervienen en las siguientes reacciones:
 - a. $\text{Zn (s)} + \text{CuSO}_4 \text{ (aq)} \rightarrow \text{Cu (s)} + \text{ZnSO}_4 \text{ (aq)}$
 - b. $2 \text{Cu (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{CuO (s)}$
2. ¿Cuáles son los tres componentes necesarios para que tenga lugar un proceso de combustión?
3. El proceso vital de la respiración es una reacción de combustión. **Indica** los reactivos y los productos que intervienen en ella.

Actividades

133



Reacciones reversibles e irreversibles

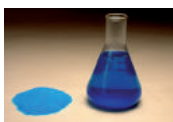
Muchas de las reacciones químicas con las que nos encontramos cotidianamente ocurren solamente en una dirección. Por ejemplo, cuando quemamos un combustible, este se convierte en dióxido de carbono y vapor de agua. Pero sería imposible convertir nuevamente estos gases en el combustible original y oxígeno.

A las reacciones que ocurren solamente en una dirección las denominamos *reacciones irreversibles*. Sin embargo, algunas reacciones pueden ocurrir en ambas direcciones; es decir, no solo los reactivos se pueden convertir en productos sino que estos últimos pueden descomponerse en las sustancias originales; a estas reacciones las denominamos *reacciones reversibles*. Un caso de esto es el sulfato de cobre (II), un sólido gris blanco pálido que cuando se hidrata, forma un compuesto azul. Si se calienta este sólido, podremos observar el cambio de color contrario: de azul a blanco; es decir, se vuelve a formar la sal original.

Estas reacciones se presentan con una doble flecha.



Y TAMBIÉN:
Historia de las reacciones
 Las primeras reacciones químicas efectuadas por el hombre primitivo estuvieron relacionadas con sus actividades cotidianas.
 El uso del fuego le permitió cocinar los alimentos, fabricar cerámica a partir de arcilla y fundir minerales para obtener metales.
 El desarrollo de diferentes reacciones químicas y de nuevos métodos de extracción, contribuyó al auge de colorantes, perfumes, ungüentos, curtidors, metales y más.



■ Sulfato cúprico hidratado

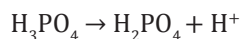
- Clasifica** las siguientes sustancias en ácidos o bases: HF, KOH, Fe(OH)₃, HClO, H₂Se.
- HNO₃ + _____ → KNO₃ + _____
- _____ + Ni(OH)₂ → NiSO₄ + _____
- El pH de la sangre es 7,3, el del vinagre es 3, el de un champú, 5,4; y el de un detergente, 11,3. **Clasifica** estas sustancias en ácidas y básicas.
- Completa las siguientes reacciones:
 a) HCl + Ca(OH)₂ → _____ + _____

Actividades

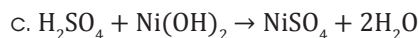
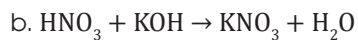
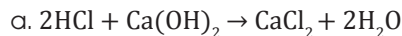
Solucionario

5.4. Ácidos: HF, H₂Se, HClO.

Bases: KOH, Fe(OH)₃.



5.6.



5.7.

Ácido: vinagre, champú.

Básico: básico, detergente..

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas
 Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.
- Lección oral
 Pueden pasar alumnos a exponer lo que leyeron o aprendieron de la noticia, web o zona wifi

Solucionario

5.8.

a. La temperatura afecta el movimiento de las partículas, afectando también la posibilidad de que ocurra la reacción. Al meter el alimento al congelador, se evita el movimiento de las partículas, disminuyendo la reacción de putrefacción. Al calentarlo, se favorece el movimiento de las partículas, y permite que la reacción que cocina el alimento suceda.

b. Cuando no están las enzimas, que catalizan reacciones químicas, el paso de productos a reactivos se vuelve muy lento debido a la poca energía disponible para llegar a la energía de activación.

5.9. Inhibidores son aquellos que impiden que se dé una reacción química mediante el bloqueo de las enzimas causando su inactividad. Hay dos tipos: Inhibidores competitivos y no competitivos. Un ejemplo es el ruibarbo que tiene ácido oxálico que interviene en el ciclo de Krebs.

5.10. Disolución de sal en agua, quema de un fósforo, cocina con gas, reacción de polvos para hornear, respiración celular.

Página 136

Reacciones exotérmicas y endotérmicas

En toda reacción, la ruptura de unos enlaces y la formación de otros nuevos lleva consigo el intercambio de energía entre las sustancias que intervienen y el medio en que estas se hallan.

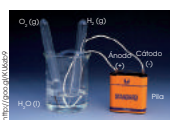
- La ruptura de los enlaces de los reactivos requiere consumo de energía.
- La formación de nuevos enlaces en los productos libera energía.

Según sea el resultado del balance entre estos dos procesos, las reacciones pueden clasificarse en **endotérmicas** y **exotérmicas**.

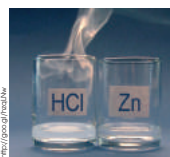
Reacciones endotérmicas: Son aquellas en las que la energía que se consume en la ruptura de los enlaces es mayor que la que se libera en la formación de los productos.

En estas reacciones se produce absorción de energía.

Por ejemplo, la descomposición electrolítica del agua necesita el aporte de 285,8 kJ por cada mol de agua.



La descomposición electrolítica del agua es una reacción endotérmica.



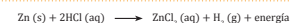
La reacción entre el cinc y el ácido clorhídrico es exotérmica.



Reacciones exotérmicas: Son reacciones en las que la energía consumida en la ruptura de los enlaces es menor que la liberada en la formación de los productos.

Tienen lugar, por tanto, con **desprendimiento de energía** en forma de luz y/o calor.

Un caso de reacción exotérmica es la reacción del cinc con el ácido clorhídrico, en la que por cada mol de cinc que reacciona se desprenden 150,3 kJ.



8. **Justifica** los siguientes hechos experimentales, teniendo en cuenta los factores que influyen en cada caso.

a. Ponemos en la nevera o en el congelador los alimentos para evitar su descomposición. Por el contrario, si queremos cocinarlos, los introducimos en el horno o en una cazuela puesta al fuego.

b. Los procesos digestivos no se producen adecuadamente y los alimentos quedan parcialmente digeridos sin la presencia de determinadas enzimas.

9. **Busca** información sobre los catalizadores **negativos** o **inhibidores**. Pon algún ejemplo.

10. **Cita** algunas reacciones exotérmicas de la vida cotidiana.

Actividades

5.3. Balanceo o ajuste de ecuaciones químicas

Las ecuaciones químicas siguen una serie de normas de escritura e interpretación que les permite tener un significado unívoco. Estas normas son:



- En el primer miembro escribimos los reactivos y en el segundo los productos. Si hay varios reactivos o varios productos, los separamos mediante el signo +.
- Separamos los dos miembros de la ecuación mediante una flecha que indica el sentido de la transformación.
- En la ecuación solo describimos el curso principal de la reacción. No constan los pasos intermedios que pudieran tener lugar, solo el estado inicial (reactivos) y el final (productos).
- Solo escribimos las sustancias que intervienen propiamente en la reacción. No hacemos constar, por ejemplo, el agua de disolución.
- Frecuentemente, indicamos el estado físico de las sustancias que intervienen. Después de la fórmula añadimos los símbolos (s), (l), (g) y (aq).
- En ocasiones, empleamos algunos símbolos para identificar otras características del proceso.
- El símbolo Δ , colocado sobre la flecha, indica el sentido de la transformación, significa 'calentamiento'.
- Una flecha \uparrow junto a un producto significa 'desprendimiento de gas'.
- Una flecha \downarrow junto a un producto significa 'formación de un precipitado sólido'.

11. Indica cuáles son los reactivos y cuáles son los productos de las siguientes reacciones.

a. El etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, se quema en presencia del oxígeno del aire, O_2 , y forma dióxido de carbono, CO_2 , y vapor de agua, H_2O .

b. El ácido clorhídrico, HCl , reacciona con el hidróxido de sodio, NaOH para formar cloruro de sodio, NaCl , y agua, H_2O .

c. Podemos obtener cloruro de amonio, NH_4Cl , haciendo reaccionar entre sí cloruro de hidrógeno, HCl , y amoníaco, NH_3 .

Actividades

Prohibida su reproducción

137

Solucionario

5.11.

- Reactivos: etanol, oxígeno. Productos: Dióxido de carbono y agua.
- Reactivos: ácido clorhídrico, hidróxido de sodio. Productos: Cloruro de sodio y agua.
- Reactivos: Cloruro de hidrógeno y amoníaco. Productos: Cloruro de amonio.

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Lección oral

Pueden pasar alumnos a exponer lo que leyeron o aprendieron de la noticia, web o zona wifi

Solucionario

5.12.

- a. $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$
 b. $Na_2CO_3(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow 2NaCl(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$
 c. $PBr_3(s) + 3H_2O(l) \rightarrow 3HBr(g) + H_3PO_3(l)$
 d. $CaO(s) + 3C(s) \rightarrow CaC_2(s) + CO(g)$
 e. $H_2SO_4(aq) + BaCl_2(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2HCl(aq)$

5.13.

RA

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

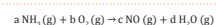
Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Lección oral

Pueden pasar alumnos a exponer lo que leyeron o aprendieron de la noticia, web o zona wifi

Ajustamos la ecuación $NH_3(g) + O_2(g) \rightarrow NO(g) + H_2O(g)$ por el método del sistema de ecuaciones.

- Asignamos a cada fórmula un coeficiente provisional: a, b, c, d.



- Establecemos una ecuación para cada elemento. Esta ecuación indica que el número de átomos de dicho elemento es igual en ambos miembros. Es decir:

Para el nitrógeno: $a = c$

Para el oxígeno: $2b = c + d$

Para el hidrógeno: $3a = 2d$

- Como hay más incógnitas que ecuaciones, tenemos que asignar un valor arbitrario a una de ellas, por ejemplo, $a = 2$. En este caso, el sistema se convierte en:

$$2 = c$$

$$2b = c + d$$

$$6 = 2d$$

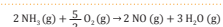
- Resolvemos el sistema: $a = 2$ (por convenio)

De la 1ª ecuación: $c = 2$

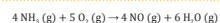
De la 3ª ecuación: $d = \frac{6}{2} = 3$

De la 2ª ecuación: $b = \frac{2+3}{2} = \frac{5}{2}$

- Sustituimos los coeficientes provisionales por su valor:



- Si queremos evitar los coeficientes fraccionarios, basta multiplicarlos todos por 2. En este caso, la ecuación ajustada queda así:



Y TAMBIÉN:

Otros métodos de ajuste

En las ecuaciones denominadas de oxidación-reducción aprovechamos el cambio en el número de oxidación que se produce en los elementos que intervienen para ajustar la ecuación química correspondiente al proceso.

12. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteo.

- $C_2H_6(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
- $Na_2CO_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$
- $PBr_3(s) + H_2O(l) \rightarrow HBr(g) + H_3PO_3(l)$
- $CaO(s) + C(s) \rightarrow CaC_2(s) + CO(g)$

13. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas por el método del sistema de ecuaciones.

- $H_2S(g) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g) + H_2O(g)$
- $HCl(aq) + Al(s) \rightarrow AlCl_3(aq) + H_2(g)$

De las definiciones de unidad de masa atómica y de mol obtenemos que:

Un átomo de carbono 12 tiene una masa de 12 u: $A(^{12}\text{C}) = 12 \text{ u}$

Un mol de carbono 12 tiene una masa de 12 g: $M(^{12}\text{C}) = 12 \text{ g}$

Esta equivalencia es válida para todos los elementos, de manera que:

La masa en gramos de un mol de átomos, M , es numéricamente igual a la masa atómica, expresada en unidades de masa atómica, de dicho elemento.

Un átomo de hidrógeno tiene una masa de 1 u: $A(\text{H}) = 1 \text{ u}$.
Un átomo de hierro tiene una masa atómica de 55,8 u: $A(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$.

Un mol de átomos de hidrógeno tiene una masa de 1 g: $M(\text{H}) = 1 \text{ g}$.
Un mol de átomos de hierro tiene una masa de 55,8 g: $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g}$.

Esta equivalencia se amplía a las moléculas:

La masa molar, expresada en gramos es numéricamente igual a la masa molecular, expresada en unidades de masa atómica, de dicha molécula.

La masa de una molécula de agua es de 18 u: $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ u}$.
La masa de una molécula de oxígeno es de: 32 u : $M_r(\text{O}_2) = 32 \text{ u}$.

La masa de un mol de moléculas de agua, o mol de agua, es de 18 g: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g}$.
La masa de un mol de oxígeno es de 32 g: $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g}$.

Calculémos la masa de una molécula de agua, expresada en gramos (masa atómica del hidrógeno: 1 u; masa atómica del oxígeno: 16 u).

$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La masa de un mol de agua es la masa de $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.

$$m(\text{molécula H}_2\text{O}) = 1 \text{ molécula H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g H}_2\text{O}$$

La masa de una molécula de agua es $2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g H}_2\text{O}$.

14. Utilizando la tabla periódica de los elementos químicos, **calcula** las masas o pesos de los siguientes compuestos químicos:

- | | | |
|-------------------------|-------------------------------|---------------------------|
| a. NO_2 | e. H_2SO_4 | i. I_2 |
| b. CaCO_3 | f. LiOH | j. CaCl_2 |
| c. H_2S | g. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ | k. NaCl |
| d. FeO | h. O_3 | l. C_2H_2 |

Solucionario

5.14. a. $\text{N} = 14,01 \text{ g}$ $\text{O} \times 2 = 32,00 \text{ g}$
 $\text{NO}_2 = 46,01 \text{ g}$

b. $\text{Ca} = 40,08 \text{ g}$ $\text{C} = 12,01 \text{ g}$

$\text{O} \times 3 = 48,00 \text{ g}$

$\text{CaCO}_3 = 100,09 \text{ g}$

c. $\text{H} \times 2 = 2,00 \text{ gS} = 32,06 \text{ g}$

$\text{H}_2\text{S} = 34,06 \text{ g}$

d. $\text{Fe} = 55,85 \text{ g}$ $\text{O} = 16,00 \text{ g}$

$\text{FeO} = 71,85 \text{ g}$

e. $\text{H} \times 2 = 2,00 \text{ g}$

$\text{S} = 32,06 \text{ g}$

$\text{O} \times 4 = 64,00 \text{ g}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98,06 \text{ g}$

f. $\text{Li} = 6,94 \text{ g}$ $\text{O} = 16,00 \text{ g}$

$\text{H} = 1,00 \text{ g}$

$\text{LiOH} = 23,94 \text{ g}$

g. $\text{Al} = 26,98 \text{ g}$ $\text{N} \times 3 = 42,00 \text{ g}$

$\text{O} \times 9 = 144,00 \text{ g}$

$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 = 212,98 \text{ g}$

h. $\text{O} \times 3 = 48,00 \text{ g}$

$\text{I} \times 2 = 253,80 \text{ g}$

j. $\text{Ca} = 40,08 \text{ g}$

$\text{Cl} \times 2 = 70,90 \text{ g}$ $\text{CaCl}_2 = 110,98$ k. $\text{Na} = 22,99 \text{ g}$

$\text{Cl} = 35,45 \text{ g}$

l. $\text{C} \times 2 = 24,02 \text{ g}$

$\text{H} \times 2 = 2,00 \text{ g}$ $\text{C}_2\text{H}_2 = 26,02 \text{ g}$



Balanza de laboratorio.

La cantidad de sustancia no puede medirse directamente.

En el laboratorio medimos la masa, de las sustancias, expresada en gramos, con una balanza analítica. La masa y la cantidad de sustancia se relacionan mediante la masa molar.

5.7. Masa molar

La masa molar, M , de una sustancia es la masa de un mol. Proviene del latín *massa*. En el sistema internacional, tiene como unidad al kilogramo (kg).

Para obtener la masa molar del agua, consideramos su fórmula H_2O . Es decir por cada dos átomos de hidrógeno tenemos un átomo de oxígeno.

El hidrógeno pesa 1 g/mol, pero como tenemos dos hidrógenos el peso total va a ser 2 g/mol. Si a esto le añadimos la masa molecular del oxígeno, 16g/mol, vamos a obtener la masa molar del agua, la cual es 18g/mol

Y TAMBIÉN:

Un mol es la cantidad de sustancia que contiene 6.022×10^{23} unidades.

1 mol de moléculas contiene:

6.022×10^{23} moléculas

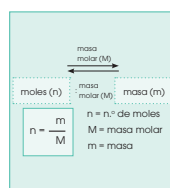
1 mol de átomos contiene:

6.022×10^{23} átomos

1 mol de electrones contiene:

6.022×10^{23} electrones

El mol se refiere siempre a un número fijo de partículas, sean átomos, iones... e incluso lápices y esteros.



15. **Calcula** la masa o peso de 0.23 moles de agua.
16. ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en 1.2×10^{24} moléculas?
17. **Calcula** el número de moles de 17 g de dióxido de azufre SO_2 y de diecisiete gramos de dióxido de carbono CO_2 .
18. **Calcula** el número de átomos contenidos en 12,23 g de cobre.
19. **Calcula** la masa en kg de una molécula de glucosa, $C_6H_{12}O_6$.
20. **Calcula** dónde hay mayor número de átomos:
 - a. En 17 gramos de hierro. La masa atómica del hierro es 55,8u.
 - b. En 21 gramos de vanadio. La masa atómica del vanadio es 50,9u.
 - c. En 10 gramos de estaño. La masa atómica del estaño es 118,7u.
21. ¿Cuántos moles de átomos de azufre, oxígeno e hidrógeno hay en 3 moles de ácido sulfúrico? H_2SO_4

Actividades

Prohibida su reproducción

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Lección oral

Pueden pasar alumnos a exponer lo que leyeron o aprendieron de la noticia, web o zona wifi

Solucionario.

$$5.15. \quad \frac{0,23 \text{ mol} \times 18,00 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 4,14 \text{ g}$$

$$5.16. \quad 1,2 \times 10^{24} \text{ moléculas} \times \frac{1 \text{ mol}}{1,2 \times 10^{24} \text{ moléculas}} = 1,99 \text{ mol}$$

$$5.17. \quad 17,00 \text{ g SO}_2 \times \frac{1 \text{ mol}}{64,06 \text{ g SO}_2} = 0,27 \text{ mol SO}_2$$

$$1,2 \times 10^{24} \text{ moléculas} \times \frac{1 \text{ mol}}{44,01 \text{ g CO}_2} = 0,32 \text{ mol CO}_2$$

$$5.18. \quad 12,23 \text{ g Cu} \times \frac{1 \text{ mol}}{63,55 \text{ g Cu}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1,16 \times 10^{23} \text{ átomos de Cu}$$

$$5.19. \quad \begin{array}{ll} \text{C} = 12,01 \times 6 = 72,06 \text{ g} & \text{H} = 1,00 \times 12 = 12,00 \text{ g} \\ \text{O} = 16,00 \times 6 = 96,00 \text{ g} & \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180,06 \text{ g} \end{array}$$

$$180,06 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times \frac{1,00 \text{ kg}}{1000,0 \text{ g}} = 0,180 \text{ kg de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$5.20. \quad 17,0 \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{ mol}}{55,8 \text{ g Fe}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1,83 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

$$21,0 \text{ g V} \times \frac{1 \text{ mol}}{50,9 \text{ g V}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 2,48 \times 10^{23} \text{ átomos de V}$$

$$10,0 \text{ g Sn} \times \frac{1 \text{ mol}}{118,7 \text{ g Sn}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 5,07 \times 10^{23} \text{ átomos de Sn}$$

21.0 g de Vanadio tiene la mayor cantidad de átomos.

$$5.21. \quad \text{H} = 2 \times 3 = 6 \text{ mol de H} \quad \text{S} = 3 \text{ mol de S} \quad \text{O} = 4 \times 3 = 12 \text{ mol de O}$$

5.8 Cálculos estequiométricos

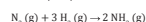
La estequiometría de una reacción nos indica la relación en moles de las sustancias que intervienen en ella. Si conocemos la masa o el volumen de alguno de los reactivos o productos implicados, podemos calcular la masa o el volumen de las otras sustancias que participan.

Interpretación cuantitativa de una ecuación química

Para calcular la cantidad de una sustancia que debe reaccionar con una determinada cantidad de otra, o la cantidad de una sustancia que se producirá si conocemos las cantidades de los reactivos, la ecuación química debe estar «ajustada».

Una ecuación química ajustada nos aporta información acerca de las **proporciones** de las sustancias que intervienen, tanto reactivos como productos.

Veamos la reacción de la síntesis del amoníaco. Una vez ajustada, los coeficientes de la reacción nos indican la relación en que intervienen los reactivos y los productos.



Partiendo de las masas atómicas de los elementos, calculamos las masas moleculares de las sustancias que intervienen.

$$\begin{aligned} A_r(\text{N}) &= 14,0 \text{ u} & A_r(\text{H}) &= 1,0 \text{ u} \\ M_r(\text{N}_2) &= 2 A_r(\text{N}) = 2 \cdot 14,0 \text{ u} = 28,0 \text{ u} \\ M_r(\text{H}_2) &= 2 A_r(\text{H}) = 2 \cdot 1,0 \text{ u} = 2,0 \text{ u} \\ M_r(\text{NH}_3) &= A_r(\text{N}) + 3 A_r(\text{H}) = 14,0 \text{ u} + 3 \cdot 1,0 \text{ u} = 17,0 \text{ u} \end{aligned}$$

Ejemplo 9

Y TAMBIÉN:

En los compuestos iónicos no existen moléculas; aunque hablemos de masa molecular:

Utilizamos el término molécula para indicar la relación mínima entre los iones que forman el compuesto.

La ecuación ajustada se puede interpretar desde varios puntos de vista:

- En términos atómico-moleculares. Por cada molécula de N_2 que reacciona con tres moléculas de H_2 , obtenemos dos moléculas de NH_3 .
- En términos molares. Un mol de N_2 reacciona con tres moles de H_2 para producir dos moles de NH_3 .
- En términos de masas y volúmenes. 28,0 g de N_2 reaccionan con 6,0 g de H_2 para producir 34,0 g de NH_3 . Los 28,0 g de N_2 a 10^5 Pa y 273 K, ocupan 45,4 L.

22. Ajusta las siguientes ecuaciones e **interpreta**las en términos atómico-moleculares, en términos molares y en términos de masas y volúmenes:

- $\text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2 (\text{g})$
- $\text{HCl} (\text{aq}) + \text{Zn}(\text{OH})_2 (\text{s}) \rightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- $\text{HgO} (\text{s}) \rightarrow \text{Hg} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- $\text{Zn} (\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$

Actividades

146

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

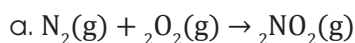
Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Lección oral

Pueden pasar alumnos a exponer lo que leyeron o aprendieron de la noticia, web o zona wifi

Solucionario

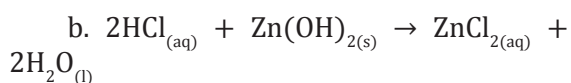
5.22.



- Atómico moleculares: Por cada molécula de nitrógeno que reacciona con dos moléculas de oxígeno se producen dos moléculas de dióxido de nitrógeno.

- Molares: Por cada mol de nitrógeno diatómico que reacción con dos moles de oxígeno diatómico se producen dos moles de dióxido de nitrógeno.

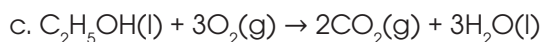
- Masa: Por cada 28,0 g de nitrógeno que reaccionan con 64,0 g de oxígeno se producen 92,0 g de dióxido de nitrógeno.



- Atómico molecular: Por cada dos moléculas de ácido clorhídrico que reaccionan con una molécula de hidróxido de cinc se produce una molécula de cloruro de cinc y dos moléculas de agua.

- Molares: Por cada dos moles de ácido clorhídrico que reaccionan con un mol de hidróxido de cinc se produce un mol de cloruro de cinc y dos moles de agua.

- Masa: Por cada 72,9 g de ácido clorhídrico que reaccionan con 99,38 g de hidróxido de cinc se producen 136,28 g de cloruro de cinc y 36,0 g de agua.

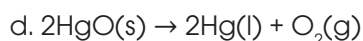


-Atómico molecular: Por cada molécula de etanol que reacciona con tres moléculas de oxígeno se producen dos moléculas de dióxido de carbono y tres moléculas de agua.

-Molares: Por cada mol de etanol que reacciona con tres moles de oxígeno diatómico se producen dos moles de dióxido de carbono y tres moles de agua.

-Masa: Por cada 46,0 g de etanol que reac-

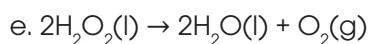
cionan con 96,0 g de oxígeno se producen 88,0 g de dióxido de carbono y 54,0g de agua.



-Atómico molecular: Por cada dos moléculas de monóxido de mercurio se producen dos moléculas de mercurio y una molécula de agua.

- Molares: Por cada dos moles de monóxido de mercurio se producen dos moles de mercurio y un mol de oxígeno diatómico.

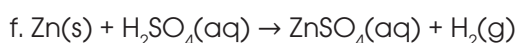
- Masa: Por cada 433,18 g de monóxido de mercurio se producen 401,18 g de mercurio y 32,0g de oxígeno.



-Atómico molecular: Por cada dos moléculas de peróxido de hidrógeno se producen dos moléculas de agua y una molécula de oxígeno.

- Molares: Por cada dos moles de peróxido de hidrógeno se producen dos moles de agua y dos moles de oxígeno diatómico.

-Masa: Por cada 68,0 g de peróxido de hidrógeno se producen 36,0 g de agua y 32,0 g de oxígeno.

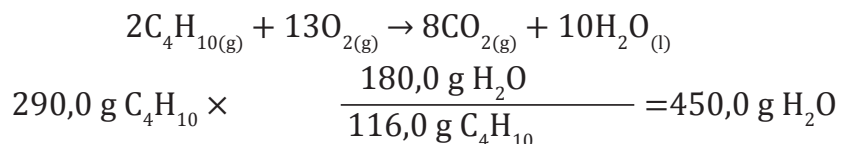


- Atómico molecular: Por cada molécula de cinc que reacciona con una molécula de ácido sulfúrico se produce una molécula de sulfato de cinc y una molécula de hidrógeno.

- Molares: Por cada mol de cinc que reacciona con un mol de ácido sulfúrico se produce un mol de sulfato de cinc y un mol de hidrógeno diatómico.

- Masa: Por cada 65,38 g de cinc que reaccionan con 98,06 g de ácido sulfúrico se producen 161,44 g de sulfato de cinc y 2,00 g de hidrógeno.

Solucionario



Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Lección oral

Pueden pasar alumnos a exponer lo que leyeron o aprendieron de la noticia, web o zona wifi

Cálculos con masas

Observa, en el ejemplo siguiente, el procedimiento que hay que seguir para determinar la masa de un componente, conocida la de otro.

La oxidación del hierro, Fe, se produce al reaccionar este con el oxígeno, O₂, presente en el aire. Determinemos: a) la masa de óxido de hierro (III), Fe₂O₃, que se producirá al reaccionar totalmente 17 g de hierro; b) la composición centesimal del Fe₂O₃.

- Datos: $m(\text{Fe}) = 17,0 \text{ g}$ $A_r(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$ $A_r(\text{O}) = 16,0 \text{ u}$
- Formulamos y ajustamos la ecuación correspondiente. $4 \text{ Fe (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)}$
- Calculamos la masa molecular de cada sustancia y, a partir de ella, determinamos su masa molar.

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{Fe}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 55,8 \text{ u} + 3 \cdot 16,0 \text{ u} = 159,6 \text{ u} \rightarrow M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,6 \text{ g/mol}$$

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 16,0 \text{ u} = 32,0 \text{ u} \rightarrow M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g/mol}$$

- Con estos datos confeccionamos una tabla en la que consten las relaciones que hay entre el número de moles y las masas de cada sustancia que interviene.

ecuación	4 Fe (s)	+	3 O ₂ (g)	→	2 Fe ₂ O ₃ (s)
moles	4		3		2
masa	4 · 55,8 g = 223,2 g		3 · 32,0 g = 96,0 g		2 · 159,6 g = 319,2 g

- a) Para determinar la masa de Fe₂O₃ que se producirá, multiplicamos el dato de partida por la relación entre las masas de las sustancias implicadas.

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 17,0 \text{ g Fe} \cdot \frac{319,2 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{223,2 \text{ g Fe}} = 24,3 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

Obtendremos 24,3 g de óxido de hierro (III).

- b) Determinamos la composición centesimal del óxido de hierro (III). Para ello, obtendremos los gramos de cada elemento que hay en cien gramos del compuesto.

$$100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{223,2 \text{ g Fe}}{319,2 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} = 69,9 \text{ g Fe}$$

$$100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{96,0 \text{ g O}}{319,2 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} = 30,1 \text{ g O}$$

La composición centesimal del óxido de hierro (III) es del 69,9% de Fe y el 30,1% de O.

Del ejemplo anterior deducimos la siguiente regla práctica: para determinar la masa de un reactivo o un producto, conocida la masa de otro componente de la reacción, basta multiplicar el dato conocido por la relación de masas entre ambas sustancias, que se deriva de la ecuación ajustada.

23. En la combustión del butano, C₄H₁₀, obtenemos dióxido de carbono, CO₂, y agua. **Calcula** la masa de agua que obtendremos si reaccionan 290 g de butano. (¡: en primer lugar, debes escribir la ecuación química y ajustarla!).

5.24.

a. $H = 1,00 \times 3 = 3,00 \text{ g}$

$P = 30,97 \text{ g}$

$O = 16,0 \times 4 = 64,0 \text{ g}$

$H_3PO_4 = 97,97 \text{ g}$

b. $Al = 26,98 \times 2 = 53,96 \text{ g}$

$S = 32,06 \times 3 = 96,18 \text{ g}$

$O = 16,0 \times 12 = 192,0 \text{ g}$

$Al_2(SO_4)_3 = 342,14 \text{ g}$

c. $H = 1,00 \text{ g}$

$N = 14,00 \text{ g}$

$O = 16,0 \times 3 = 48,0 \text{ g}$

$HNO_3 = 63,0 \text{ g}$

d. $Ca = 40,07 \text{ g}$

$Cl = 35,45 \times 2 = 70,9 \text{ g}$

$CaCl_2 = 110,97 \text{ g}$

e. $C = 12,0 \times 6 = 72,0 \text{ g}$

$H = 1,0 \times 8 = 8,0 \text{ g}$

$O = 16,0 \times 6 = 96,0 \text{ g}$

$C_6H_8O_6 = 176,0 \text{ g}$

5.25.

$C = 12,0 \times 21 = 252,0 \text{ g}$

$H = 1,0 \times 30 = 30,0 \text{ g}$

$O = 16,0 \times 2 = 32,0 \text{ g}$

$C_{21}H_{30}O_2 = 314,0 \text{ g}$

$H = \frac{3,0 \text{ g}}{97,97 \text{ g}} \times 100\% = 3,0\%$

$P = \frac{30,97 \text{ g}}{97,97 \text{ g}} \times 100\% = 32,0\%$

$O = \frac{64,0 \text{ g}}{97,97 \text{ g}} \times 100\% = 65,0\%$

$Al = \frac{53,96 \text{ g}}{342,14 \text{ g}} \times 100\% = 15,8\%$

$S = \frac{96,18 \text{ g}}{342,14 \text{ g}} \times 100\% = 28,1\%$

$O = \frac{192,0 \text{ g}}{342,14 \text{ g}} \times 100\% = 56,1\%$

$H = \frac{1,0 \text{ g}}{63,0 \text{ g}} \times 100\% = 1,59\%$

$N = \frac{14,0 \text{ g}}{63,0 \text{ g}} \times 100\% = 22,22\%$

$O = \frac{48,0 \text{ g}}{63,0 \text{ g}} \times 100\% = 76,19\%$

$Ca = \frac{40,07 \text{ g}}{110,97 \text{ g}} \times 100\% = 36,11\%$

$Cl = \frac{70,9 \text{ g}}{110,97 \text{ g}} \times 100\% = 63,89\%$

$H = \frac{72,0 \text{ g}}{176,0 \text{ g}} \times 100\% = 40,9\%$

$N = \frac{8,0 \text{ g}}{176,0 \text{ g}} \times 100\% = 4,55\%$

$O = \frac{96,0 \text{ g}}{176,0 \text{ g}} \times 100\% = 54,55\%$

$C = \frac{252,0 \text{ g}}{314,0 \text{ g}} \times 100\% = 80,25\%$

$N = \frac{30,0 \text{ g}}{314,0 \text{ g}} \times 100\% = 9,55\%$

$O = \frac{32,0 \text{ g}}{314,0 \text{ g}} \times 100\% = 10,23\%$

Tema

Reacciones químicas

Planteamiento del problema

En esta práctica de laboratorio, mediante el proceso de experimentación, se trata de identificar y diferenciar las reacciones químicas de neutralización, combustión y óxido reducción.

Formulación de la hipótesis

En una reacción química, a medida que los reactivos reaccionan se van generando productos.

Experimentación

1. Llenar un tubo de ensayo con un par de mililitros de HCl, otro con la misma cantidad de agua destilada y un tercero con NaOH.
2. Colocar 10 mL de NaOH en un vaso de precipitados pequeño.
3. Añadir un par de gotas de fenolftaleína en cada tubo de ensayo; toca las paredes del tubo con HCl para sentir su nivel de temperatura; añade en él, gota a gota y agitando suavemente, más o menos el doble de la cantidad de NaOH.
4. Sujetar un trozo de cinta de magnesio con las pinzas metálicas, y anota sus propiedades. Con la ayuda del mechero Bunsen, inicia la combustión y escribe los cambios en las propiedades del sólido.
5. En el crisol colocar una cucharada de carbón activo. Coloca una pizca de clorato de potasio en un tubo de ensayo, y caliéntalo en el mechero Bunsen, con la ayuda de las pinzas de madera, hasta fundirlo; vierte el clorato de potasio fundido sobre el carbón activo. Observa y anota lo ocurrido.

Página 149



Experimento

TEMA:

Reacciones químicas

INVESTIGAMOS:

Los tipos de reacciones químicas de neutralización, combustión y redox.

OBJETIVO:

Identificar las reacciones químicas de neutralización, combustión y redox.

MATERIALES:

- 1 vaso de precipitación pequeño
- 2 probetas (10 mL y 500 mL)
- 1 mechero
- pinzas metálicas y de madera
- 1 espátula
- 3 pipetas
- 1 crisol
- Ácido clorhídrico 0,1 M
- hidróxido de sodio 0,1 M
- fenolftaleína
- cinta de magnesio
- carbón activo
- clorato de potasio

Reacción ácido-base

Llena un tubo de ensayo con un par de mililitros (un dedo de ancho) de HCl, otro con la misma cantidad de agua destilada y un tercero con NaOH (utiliza tres pipetas para ello). Considera las respectivas medidas de seguridad puesto que se están empleando ácidos y bases fuertes. **Escribe** en los tubos de ensayo qué es lo que contienen.

Pon 10 mL de NaOH en un vaso de precipitados pequeño.

Añade un par de gotas de fenolftaleína en cada tubo de ensayo; **toca** las paredes del tubo con HCl para sentir su nivel de temperatura; **añade** en él, gota a gota y agitando suavemente, más o menos el doble de la cantidad de NaOH (desde el vaso de precipitados). **Anota** lo que ocurre y **compara**lo con los colores de agua y NaOH. **Toca** las paredes del tubo para sentir su nivel de temperatura y **nota** si ha habido algún cambio.

Sujeta un trozo de cinta de magnesio con las pinzas metálicas, y **anota** sus propiedades. Con la ayuda del mechero Bunsen, **inicia** la combustión y **escribe** los cambios en las propiedades del sólido.

En el crisol **añade** una cucharada de carbón activo. **Coloca** una pizca de clorato de potasio en un tubo de ensayo, y **calientalo** en el mechero Bunsen, con la ayuda de las pinzas de madera, hasta fundirlo; **vierte** el clorato de potasio fundido sobre el carbón activo. **Observa** y **anota** lo ocurrido.

CUESTIONES:

- a. Sabiendo que en las reacciones ácido-base siempre se produce sal y agua, y la ecuación química de la primera reacción. ¿Qué tipo de reacción es? ¿Cuál es el papel del indicador?
- b. En todas las combustiones hay una sustancia común. ¿Cuál es esa sustancia en común. $Mg + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow MgO$. ¿Qué tipo de reacción es? ¿Qué cambios has observado en el sólido?
- c. la reacción química redox.

149

Observaciones

Tras una reacción de combinación, se observa que el sólido va perdiendo color, a medida que se va oxidando.

Conclusiones

Las reacciones ácido-base siempre se produce sal y agua, por tanto la ecuación química de la primera reacción es una reacción de neutralización en la que el NaOH reacciona con el HCl para producir NaCl y agua. Es decir, esta se trata de una reacción de neutralización, y el indicador es fenolftaleína.

ZONA

CIENCIA Y SOCIEDAD

Etiquetaje de los alimentos

Muchos alimentos que consumimos contienen sustancias químicas denominadas aditivos alimentarios, cuyo uso está regulado por las autoridades de cada país. Lejos de ser perjudiciales, los aditivos, incluidos intencionalmente en los productos alimenticios en la cantidad precisa, mejoran la conservación, la presentación, el color o el sabor de los alimentos. Se distinguen varias clases de aditivos dependiendo de la función



que desempeñan: colorantes, edulcorantes, acidulantes, aromatizantes, conservantes, emulsionantes, espesantes, emulgentes y estabilizantes.

En la etiquetación de los productos alimenticios debe constar, además de su información nutricional y de los ingredientes que contienen, una lista de los aditivos utilizados. Estos vienen indicados por un número de código: la letra E seguida de tres o cuatro cifras y a veces una letra minúscula. Algunos productos indican directamente el nombre químico de los aditivos.

QUÍMICA

Reacciones de putrefacción

Normalmente, asociamos las reacciones de putrefacción a algo poco beneficioso. Los tomates y los vegetales, sobre todo en verano, se pudren con facilidad si no los colocamos en el frigorífico, debido a la acción de ciertos organismos, como los hongos y las bacterias. ¿Pero son en realidad tan perjudiciales esos organismos?

La Tierra estaría totalmente cubierta de vegetación muerta, cadáveres de animales y excrementos si no existieran hongos y bacterias capaces de realizar reacciones de putrefacción o descomposición de la materia orgánica.

Gracias a esos organismos, la materia orgánica presente en los seres vivos se vuelve o transforman en nutrientes (materia inorgánica), y así, los productores (las plantas, por ejemplo) pueden volver a utilizarla, cerrando el ciclo de la materia.

BIOTECNOLOGÍA

Reacciones de fermentación



Sheptococcus thermophilus del yogur.

La fermentación es una reacción química de descomposición de los carbohidratos, que en ausencia de oxígeno, produce, generalmente, ácido láctico o etanol, dependiendo de los reactivos.

En el caso de la leche, por ejemplo, las bacterias *Lactobacillus* y *Sheptococcus* utilizan la lactosa como fuente de energía y produ-

cen ácido láctico. Ese ácido hace coagular la leche, convirtiéndola en cuajada o yogur.

Para la producción de pan, son imprescindibles, además de harina y agua, las bacterias levaduras presentes en la levadura. Esta levadura es la responsable de fermentar (produciendo etanol, que desaparece en el horneado) e hinchar la mezcla de harina y agua, convirtiéndola en masa de pan.

Además, esas mismas bacterias se pueden emplear para producir ciertas bebidas alcohólicas como el vino y la cerveza. En el caso del primero, se emplea uva como materia prima para la fermentación, y en el segundo, una mezcla de cereales, tales como cebada, centeno, trigo...

SETO FÁRMACA

Químico farmacéutico, elaboraría infinidad de productos que mejoran, recuperan y preservan la salud, como medicamentos, vacunas, suplementos nutritivos, vitaminas, productos de aseo y belleza, como los cosméticos. Además, me encargaría de supervisar y controlar los procesos de fermentación en industrias bioquímicas para la obtención de antibióticos.



Orientación didáctica

- En esta carilla se observan todos los conceptos vistos a lo largo de la unidad

Actividades complementarias

- Dinámica de resumen

Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito o en forma de mapa conceptual o en forma de esquema. Proponer que los estudiantes realicen una votación de cuál fue el mejor resumen.

- Folio giratorio

El docente o un estudiante puede leer el resumen mientras todos hacen anotaciones de los temas, para realizar en forma de repaso teórico de lo abordado en clase.

- Mapa conceptual

Realizar un mapa conceptual acerca de los compuestos aromáticos y sus usos.

Orientación didáctica

- Observar las aplicaciones más actuales de los temas abordados en la unidad. Se busca generar interés del estudiante por la ciencia. Cuando una persona tiene algo más visual puede darse cuenta de si le gusta o no. Incluso el si yo fuera, puede guiar al estudiante hacia una carrera definida.

Actividades complementarias

- Trabajo escrito
 - El estudiante deberá realizar un resumen de la noticia que quiera de la zona wifi y exponer a la clase.
- Dinámica de socialización
 - El docente puede leer las noticias y de manera ordenada, se pueden ir discutiendo temas relacionados al tema leído.

5

Resumen

1. Reacciones químicas
2. Procesos químicos
3. Cambios energéticos

Cuando reaccionan dos o más reactivos tenemos una **reacción química**, la cual es un proceso en el que los **reactivos** se transforman en **productos**.

Para representar a una **ecuación química**, los reactivos se colocan al lado izquierdo de la flecha mientras que los productos se colocan al lado derecho de la flecha.

Una **ecuación química** representa una relación entre los reactivos y los productos.

Proporciones definidas, es decir, la cantidad que reacciona en materia de reactivos, es la misma que la derecha. De no ser el caso, se procede a balancear la ecuación en donde lo de la izquierda (**reactivos**) debe ser igual a lo de la derecha (**productos**).

Pueden existir varios tipos de reacciones, ya sean **reversibles** o **irreversibles**, estas son:

1. **Reacción de síntesis** en la que como su nombre lo dice, se sintetiza o se forma una sustancia a partir de dos o más reactivos.
2. **Reacción de descomposición** en la que como su nombre lo dice, una sustancia se descompone o se separa en otras más sencillas.
3. **Reacción de desplazamiento** son aquellas en las que un elemento de un compuesto se separa o desplaza en el producto.
4. **Reacciones de doble desplazamiento** son aquellas en las que los átomos de dos sustancias reaccionan intercambiando su posición.
5. **Reacciones redox** son aquellas en las que solamente un compuesto o elemento se oxida y otro se reduce, independientemente de que tengamos 3 o más reactivos. Estas son reacciones de transferencia de electrones.
6. **Reacciones de combustión** son aquellas en las que un reactivo combustible reacciona con oxígeno para formar agua y dióxido de carbono.
7. **Reacciones de neutralización** son aquellas en las que reacciona un ácido con una base para formar sal y agua.

Las reacciones pueden absorber calor (**endotérmica**) o liberar calor (**exotérmica**).

Cada elemento en la tabla periódica, tiene un número atómico determinado, así como un nombre, símbolo y masa.

La masa de un elemento la obtenemos observando la tabla periódica, esto equivale a un mol del mismo elemento o a 6.023×10^{23} .

Con esto, se pueden calcular diferentes tipos de masas de elementos o compuestos que se requieren, incluso si estuvieran en reacciones. Y los podemos transformar a átomos, moléculas o moles dependiendo del requerimiento.

Es importante conocer acerca de la diferencia entre masa y masa molar. Por ejemplo:

- La **masa** del carbono es 12 g.
- La **masa molar** del carbono es 12g/mol.

Resumen de la noticia

150

Para finalizar

- Define** los siguientes términos:
 - oxidación
 - reacción química
 - número de Avogadro
 - mol
 - mola atómica
- Escribe** la reacción (balanceada de neutralización que tiene lugar al reaccionar el ácido nítrico, HNO_3 , con el hidróxido de calcio Ca(OH)_2 .
- Calcula** la masa o peso atómico de los siguientes compuestos:
 - Benceno, C_6H_6
 - Alcohol etílico $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
 - Tetracloruro de carbono CCl_4
 - Cloruro de estancio SnCl_2
- Escribe** la diferencia entre...
 - Reacción reversible e irreversible.
 - Reacción exotérmica y endotérmica.
 - Reacción de composición y descomposición.
 - Reacción de sustitución y obste sustitución.
- Formula** la reacción de combustión de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- Identifica** los reactivos y los productos en las siguientes reacciones químicas:
 - En el antiguo flash de magnesio se produce luz haciendo reaccionar este metal con el oxígeno, para dar óxido de magnesio.
 - En la lámpara de carburo, el gas acetileno, C_2H_2 , se quema en presencia del oxígeno del aire produciendo óxido de carbono, CO_2 , vapor de agua, H_2O y además luz y calor.
- Calcula** el peso de un átomo de oro (Au).
- ¿Cuántas moles y cuántas moléculas hay en 320 gramos de agua?
- Balancea** las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteo:
 - $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BaOH} + \text{H}_2$
 - $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- En base a la siguiente ecuación,

$$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$$
 - ¿Cuántas moles de O_2 se requieren para reaccionar completamente con 2 moles de H_2 ?
 - ¿Cuántas moles de H_2O se producen después de la reacción completa de 2 moles de H_2 ?

152

11. Clasifica las siguientes reacciones en reacciones de síntesis, descomposición, desplazamiento o doble desplazamiento:

- $\text{Zn (s)} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$
- $\text{Ca (s)} + \text{HgCl}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{Hg (l)} + \text{CaCl}_2 (\text{aq})$
- $\text{Pb(NO}_3)_2 (\text{aq}) + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{PbCl}_2 (\text{s}) + 2 \text{HNO}_3 (\text{aq})$

12. Balancea las siguientes ecuaciones químicas:

- $\text{HCl (aq)} + \text{Fe (s)} \rightarrow \text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O (l)}$
- $\text{Na (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{NaOH (aq)} + \text{H}_2 (\text{g})$
- $\text{HCl (aq)} + \text{Fe(OH)}_2 (\text{s}) \rightarrow \text{FeCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O (l)}$
- $\text{Fe}_2\text{S}_3 (\text{aq}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + \text{SO}_2 (\text{g})$

13. Ajusta las ecuaciones químicas siguientes:

- $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{H}_2$
- $\text{BF}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{HBF}_4$
- $\text{Zn (s)} + \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$
- $\text{HCl (aq)} + \text{Hg(OH)}_2 (\text{s}) \rightarrow \text{HgCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O (l)}$
- $\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O (g)}$
- $\text{N}_2\text{O}_5 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{HNO}_3 (\text{aq})$

AUTOEVALUACIÓN

2. Reflexiona y autoevalúate en tu cuaderno:

- Trabajo personal**
 - ¿Cómo me organizo para el trabajo?
 - ¿Cómo me organizo para el estudio?
- Trabajo en equipo**
 - ¿He colaborado con otros compañeros?
 - ¿He respetado las opiniones de los demás?
- Trabaja en familia**
 - ¿He leído o profesado sugerencias para mejorar y escribirlas?

153

Orientación didáctica

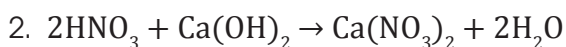
- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.

Actividades complementarias

- Trabajo en grupo o trabajo en casa**
Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.
- Actividad en grupo**
Formar grupos para la resolución de ejercicios de esta sección. El intercambio de ideas y de criterios fortalecerá los conocimientos y la manera de ejecutarlos en los ejercicios.
- Ejercicios adicionales**
Cada estudiante deberá proponer un ejercicio con la respectiva resolución. El docente deberá elegir las mejores preguntas y a final de esta sección podría exponer las preguntas con las respectivas soluciones.

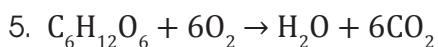
Unidad 5 – Las reacciones químicas y sus ecuaciones

- capacidad de ganar electrones.
 - una reacción de reactivos para producir productos.
 - número de átomos o moléculas en un mol de un elemento o sustancia.
 - una unidad con la que se mide siete magnitudes físicas.
 - valor del peso de un elemento.



3. a. 78 g. b. 46 g. c. 152g d. 157g.

- 4.
- La reacción irreversible solo va hacia un lado, de izquierda a derecha. En cambio la reacción reversible, puede ir en ambas direcciones, de izquierda a derecha o viceversa.
 - La reacción endotérmica absorbe calor de los alrededores y la reacción exotérmica libera calor hacia los alrededores.
 - La reacción de composición es cuando a partir de dos elementos se forma un producto. En cambio, la reacción de descomposición es una un compuesto se divide en dos elementos.
 - Una reacción en la que un sustituyente ingresa en la molécula principal. La doble sustitución es cuando dos sustituyentes entran a la molécula principal.

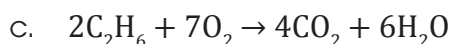
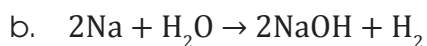
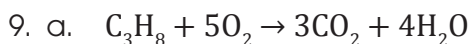


- 6.
- Reactivos: magnesio y oxígeno. Producto: óxido de magnesio.
 - Reactivos: acetileno y oxígeno. Productos: agua y dióxido de carbono.

7. 197g.

$$8. \quad 320 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 17.77 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$320 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1,07 \times 10^{25} \text{ moles H}_2\text{O}$$



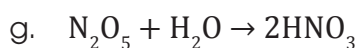
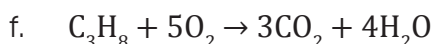
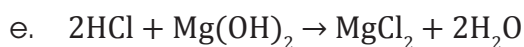
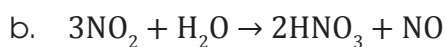
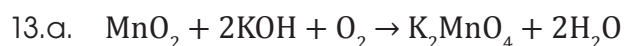
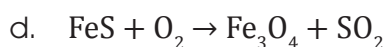
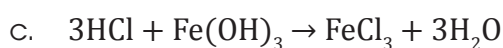
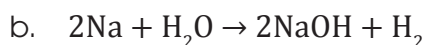
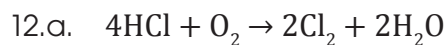
10.a. Se requerirá una mol de oxígeno.

b. se producirán 2 moles de H_2O .

11.a. desplazamiento.

b. desplazamiento.

c. reacción de síntesis.



Química de disoluciones y sistemas dispersos

Experimento

Objetivo: Preparar una disolución. Realizar pruebas de autorreacción en el laboratorio de química.

Material: Agua destilada, azúcar, jarabe de autorreacción en el laboratorio de química.

Procedimiento:

1. Pesar 10 g de azúcar y añadirlos a un vaso de precipitados con 100 ml de agua destilada.
2. Agitar hasta que se haya disuelto.
3. Añadir 5 ml de jarabe de autorreacción.
4. Observar el cambio de color.

Conclusiones:

El jarabe de autorreacción reacciona con el azúcar formando un compuesto de color rojo.

Proyecto

IMPRESIÓN DE LA DIVERSIDAD EN LA ALIMENTACIÓN

Objetivo: Analizar la composición nutricional de los alimentos y su impacto en la salud.

Metodología: Seleccionar alimentos comunes y analizar su composición nutricional.

Resultados: Se observó que los alimentos ricos en fibra y vitaminas son beneficiosos para la salud.

ZONA

Actividad 1: Hazte un vaso de agua.

Objetivo: Preparar una bebida saludable.

Material: Agua, frutas, azúcar.

Procedimiento: Cortar frutas y añadirlas a un vaso de agua con azúcar.

Conclusiones: El agua con frutas es una bebida saludable y refrescante.

Un año en el camino

Resumen de los aprendizajes:

- 1. Definición de disolución.
- 2. Tipos de disoluciones.
- 3. Solubilidad y factores que la afectan.
- 4. Preparación de disoluciones.
- 5. Propiedades de las disoluciones.

13. Formulación de sales

Objetivo: Formular sales a partir de sus nombres.

Metodología: Aplicar las reglas de nomenclatura para formular sales.

Ejemplos:

- Sulfato de sodio: Na_2SO_4
- Nitrito de calcio: $\text{Ca(NO}_2)_2$

Y TAMBIÉN

El físico y químico neoborniano Gilbert Newton Lewis (1875-1946) se encargó del estudio de los electrones compartidos de las átomos, del que resultó, en 1916, una interpretación de la covalencia y en 1926, el nombre de Lewis para el cuanto de energía radiante.

EN GRUPO

1. Describan el significado de cada uno de los términos: sulfuro, SO_2 , butano, C_4H_{10} .
2. Describan qué indica cada uno de los términos: potasio, KBr, cloruro de sodio, NaCl .
3. Justifiquen si la fórmula química de cada uno de los términos forma una red cristalina.

TIC

En la animación de la página <http://goo.gl/8tBqX> puedes observar como se forma el cristal iónico de cloruro de sodio.

UNIDAD 6

Bloques curriculares	Contenidos
La química y su lenguaje Ciencia en acción	6.1. Sistemas dispersos 6.2. Soluciones o disoluciones 6.3. Ácidos y bases 6.4. pH 6.5. Acidosis y alcalosis 6.6. Neutralización

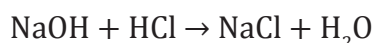
PLANIFICACIÓN MICROCURRICULAR				
Nombre de la institución				
Nombre del Docente				Fecha
Área	Ciencias Naturales	BGU	Primero	Año lectivo
Asignatura	Química		Tiempo	
Unidad didáctica	6 – Química de disoluciones y sistemas dispersos			
Objetivo de la unidad	<p>OG.CN.1. Desarrollar habilidades de pensamiento científico con el fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico; demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico. OG.CN.2. Comprender el punto de vista de la ciencia sobre la naturaleza de los seres vivos, su diversidad, interrelaciones y evolución; sobre la Tierra, sus cambios y su lugar en el Universo, y sobre los procesos, físicos y químicos, que se producen en la materia. OG.CN.3. Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental. OG.CN.4. Reconocer y valorar los aportes de la ciencia para comprender los aspectos básicos de la estructura y el funcionamiento de su cuerpo, con el fin de aplicar medidas de promoción, protección y prevención de la salud integral. OG.CN.6. Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales. OG.CN.9. Comprender y valorar los saberes ancestrales y la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural, considerando la acción que estos ejercen en la vida personal y social. OG.CN.10. Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad.</p>			
Criterios de Evaluación	<p>CE.CN.Q.5.12. Explica la importancia de las reacciones ácido-base en la vida cotidiana, respecto al significado de la acidez, la forma de su determinación y su importancia en diferentes ámbitos de la vida y la determinación del pH a través de la medición de este parámetro en varias soluciones de uso diario y experimenta el proceso de desalinización en su hogar o en su comunidad como estrategia de obtención de agua dulce.</p>			

¿Qué van a aprender? DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO	¿Cómo van a aprender? ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE (Estrategias Metodológicas)	RECURSOS	¿Qué y cómo evaluar? EVALUACIÓN
			Indicadores de Evaluación de la unidad
<p>CN.Q.5.3.3. Determinar y examinar la importancia de las reacciones ácido base en la vida cotidiana.</p> <p>CN.Q.5.3.4. Analizar y deducir a partir de la comprensión del significado de la acidez, la forma de su determinación y su importancia en diferentes ámbitos de la vida, como la aplicación de los antiácidos y el balance del pH estomacal, en la industria y en la agricultura, con ayuda de las TIC.</p> <p>CN.Q.5.3.5. Deducir y comunicar la importancia del pH a través de la medición de este parámetro en varias soluciones de uso diario.</p> <p>CN.Q.5.3.6. Diseñar y experimentar el proceso de desalinización en el hogar o en la comunidad como estrategia para la obtención de agua dulce.</p>	<p>Observar la imagen y relacionarla con los contenidos. Se sugiere leer la noticia, web y película., para causar interés en los estudiantes sobre las aplicaciones de química. Describir detalladamente los conceptos y diferencias de sistemas dispersos y soluciones. ¿Qué son? ¿Qué características tienen?</p> <p>Definir, explicar y coleccionar información de las sustancias ácidas y básicas. ¿Cuáles son las propiedades de los ácidos y en qué se diferencian con las bases? Establecer el concepto de pH y su importancia, su sugiere formar grupos de trabajo para que analicen el pH en la vida cotidiana, que investiguen acerca de la neutralización, ¿en qué consiste y para qué sirve?</p> <p>Apoyarse en los ejercicios resueltos para mejorar la comprensión de los estudiantes. Tomar en cuenta que los videos pueden mejorar el interés. Se sugiere leer la zona wifi para observar aplicaciones en la vida real. Resolver los ejercicios en forma de deber o trabajo en grupo de la sección para finalizar.</p>	<p>Texto</p> <p>Cuadernos</p> <p>Videos</p> <p>Pizarra</p> <p>Materiales de laboratorio como balanza analítica o electrónica, espátula, pesamuestras, vasos de precipitación, pipeteadores, pipetas volumétricas o graduadas, agua destilada, picetas</p> <p>Sal, etanol, vidrio reloj, espátula, gotera, frascos con tapón.</p> <p>Mandil, gafas, guantes, calculadora y tabla periódica.</p>	<p>I.CN.Q.5.12.1. Determina y explica la importancia de las reacciones ácido-base y de la acidez en la vida cotidiana, y experimenta con el balance del pH en soluciones comunes y con la de desalinización del agua. (I.2., J.3.)</p>
*Adaptaciones curriculares			
Especificación de la necesidad educativa		Especificación de la adaptación a ser aplicada	

AMPLIACIÓN DE CONTENIDOS

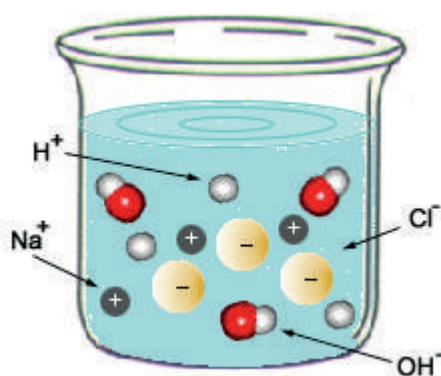
1. Reacción ácido-base

Es una reacción en la que una base con un ácido reaccionan para formar sal y agua. Por ejemplo:



En esta reacción la base (hidróxido de sodio) reacciona con el ácido clorhídrico para formar sal (cloruro de sodio) y agua.

La característica de las especies fuertes, es que se disocian por completo, para el caso respectivo, tendríamos iones de sodio y cloro libres en solución de agua. Al tener cargas opuestas se atraen y forman la sal.



Modelo atómico de Rutherford

2. Neutralización

La neutralización combina cationes del hidrogeno y aniones de una base para formar el agua, esta clase de reacciones son exotérmicas porque liberan energía en forma de calor.

Algunos ejemplos de estas reacciones son:

- $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

Mientras más concentrado se encuentren los iones de una especie, el valor de acidez o basicidad tenderá hacia los iones de mayor cantidad. Es decir, va a depender de la concentración de la base o del ácido para determinar si la solución final es de carácter ácido o básico. También, se puede analizar la sal, la cual está compuesta de un catión (proviene de la base) y de un anión (proviene de un ácido).

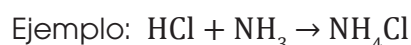
Por ejemplo, el NaCl, proviene del sodio en catión y del cloruro en anión.

3. Análisis de sales

En una neutralización se forma sal y agua. El análisis de sales nos permitirá conocer de qué especies, ácidas o básicas provienen. La especie fuerte, predominará sobre la débil en el sentido de que representa y provee de la mayor parte de la concentración a los productos.

Hay tres tipos de sales:

1. Sales ácidas: se caracterizan por poseer un valor de pH menor a siete, es decir, la especie predominante es el ácido. Estas sales se forman a partir de la reacción entre un ácido fuerte con una base débil.



2. Sales básicas: se caracterizan por poseer valores de pH mayores a siete, es decir, la especie predominante en este caso es la base. Estas sales se forman a partir de la reacción entre un ácido débil y una base fuerte.



3. Sales neutras: se caracterizan por poseer valores de pH entre 6.5 y 7.5, es decir, en este caso tendríamos equitativamente las especies, por eso es neutro. Estas sales se forman a partir de la reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte.



Al tener una sal, la primera cuestión es conocer de dónde proviene: NH_4Cl

Como se mencionó, el anión viene de ácido. Es decir, el Cl^- proviene del HCl , el cual es un ácido fuerte. Mientras que el NH_4^+ proviene del NH_3 el cual es una base débil. Si tenemos una base débil con un ácido fuerte, esperaríamos la sustancia tenga valor de pH ácida.

En la aplicación, si tenemos una solución de pH por ejemplo 5 y queremos subir el pH a 6. No vamos a agregar una base porque el pH incrementaría abruptamente. Sino que se agregaría una sal básica. La característica de las sales es que pueden subir o bajar el valor del pH a sustancias. La única peculiaridad es que la sal que se agregue debe tener un ion común con la especie involucrada.

Si tengo HCl con un pH de 4, para bajar el pH de manera moderada debería agregar NH_4Cl .

La química en el día a día

1. El etileno es un gas producido por la fruta al madurar. Las naranjas son muy sensibles al etileno y se deterioran pronto.



<http://goo.gl/FRX1kv>

2. El ácido butírico es responsable del desagradable olor de la mantequilla rancia.
3. El lápiz de labios se elabora con cera de abeja y aceite. El aceite suele ser de ricino.
4. La fructosa (azúcar de las frutas) es más dulce que la sacarosa (azúcar de caña).
5. Los jugos gástricos del estómago tienen un pH de 1,6 a 1,8. Son más ácidos que el zumo de limón (2,1).
6. El timol se emplea en la conservación de libros para combatir los hongos. Presente en la naturaleza en el tomillo y el orégano, dos hierbas aromáticas muy usadas para cocinar.
7. La mioglobina es el pigmento responsable del color de la carne roja. La carne de un animal más viejo será más oscura.
8. La miristicina es un alcaloide tóxico presente en la nuez moscada que puede causar alucinaciones.
9. El geraniol es un alcohol natural fragante presente en flores como geranios y rosas. Las abejas lo usan para marcar las flores con néctar.
10. El tungsteno se usa como filamento en las bombillas. Su nombre deriva del sueco *tungsten*, que significa 'piedra pesada'. En cuanto a los tubos de neón, el nombre de este elemento empezó a usarse en Nueva York y significa 'nuevo'.

Química en la vida cotidiana

A la química la podemos observar todos los días en cada instante:

Cultura y ocio: El papel y la tinta, las fotografías, las películas, los disquetes, los discos compactos y los DVD son el resultado de procesos en los que interviene la Química.

Las pinturas, los pigmentos, los adhesivos, los nuevos materiales como plásticos y aleaciones, están presentes en el desarrollo de las artes.

Tecnología: Como por ejemplo los celulares, computadoras, entre otros, están hecho a base de metales químicos.

Transporte: Tres cuartas partes de los materiales utilizados en la fabricación de automóviles son productos químicos.

Desde los combustibles, lubricantes y aditivos hasta el caucho de los neumáticos, de la pintura metalizada a los materiales cerámicos o de la fibra de carbono a los múltiples polímeros y composites que los hacen más ligeros, eficientes, duraderos, ecológicos, silenciosos y cómodos.

Deporte: La evolución de los materiales con los que se fabrica el equipamiento, permite a los deportistas obtener más rendimiento de su esfuerzo.

La ropa deportiva que mejora la transpiración, permite mayor circulación de aire y optimiza la temperatura corporal.

Comida: La química se encuentra en las bebidas gaseosas o jugos, en la comida en frutas legumbre carne pollo entre otras.

Ropa: las fibras sintéticas permiten vestir a cada vez mayor número de personas sin necesidad de intensificar la explotación ganadera u agrícola en todo el mundo.

Una sola plante de fabricación de fibras químicas sintéticas proporciona la misma materia prima que un rebaño de 12 millones de

ovejas, que también necesitarían unos pastos del tamaño de Bélgica para alimentarse.

Construcción: Se emplean infinidad de productos químicos con fines variados: acero, hormigón, yeso, vidrio, pinturas, etc

Materiales

- **Polímeros:** Como el PVC, el polietileno, el poliestireno, el nylon, el rayón, los acrílicos, el poliéster, el teflón, las poliamidas, el plexiglás o el poliuretano, obtenidos a partir del petróleo. De propiedades muy dispares, se utilizan en la fabricación de coches, electrodomésticos, envases, pinturas, revestimientos, prendas de vestir y calzado, entre otros.

- **Aleaciones:** Algunas como el bronce son conocidas desde la antigüedad. Más reciente es el uso del acero y en los últimos veinte años se han usado titanio y aluminio para desarrollar nuevas aleaciones ligeras y resistentes a un tiempo, que encuentran aplicación en la fabricación de vehículos, monturas de gafas o prótesis para cirugía.

- **Cristales líquidos:** Son materiales que en estado líquido tienen una estructura interna perfectamente ordenada, como si fuesen cristales. Estos materiales tienen un comportamiento muy particular, con el cambio de color al variar la temperatura o con un pequeño cambio de voltaje, por eso se usan para fabricar termómetros o pantallas flexibles y extraplanas, como las LCD de los reproductores de música.

Salud: Un avance de la ciencia, medicinas, jarabes, pastillas no existirían sin la química. Incluso los materiales para la medicina los sueros entre otros.

1. Se dispone de disoluciones de la misma concentración de ácido clorhídrico, hidróxido de bario, ácido nítrico, hidróxido de sodio y amoníaco. El pH, en orden creciente, sigue la serie:
 - a. Ácido clorhídrico, ácido nítrico, amoníaco, hidróxido de sodio e hidróxido de bario.
 - b. Hidróxido de bario, hidróxido de sodio, amoníaco, ácido nítrico y ácido clorhídrico.
 - c. Ácido nítrico, amoníaco, ácido clorhídrico, hidróxido de sodio e hidróxido de bario.
2. Una disolución acuosa de Na_2S da un pH:
 - a. Neutro.
 - b. Ácido.
 - c. Básico.
3. Una disolución saturada:
 - a. Contiene una cantidad de soluto mayor que la que le corresponde según el valor del K_{ps} .
 - b. Mantiene un equilibrio dinámico entre el soluto no disuelto y los iones en disolución.
 - c. Contiene una cantidad de soluto menor que la que indica su solubilidad.
4. ¿Qué es una *dispersión coloidal*?
5. ¿Qué es la *fase dispersa*?
6. ¿Qué es la *fase dispersante*?
7. ¿Qué tipo de dispersión se produce cuando:
 - La fase dispersa es sólida y la fase dispersante es sólida.
 - La fase dispersa es sólida y la fase dispersante es líquida.
 - La fase dispersa es sólida y la fase dispersante es gaseosa.
 - La fase dispersa es líquida y la fase dispersante es sólida.
 - La fase dispersa es líquida y la fase dispersante es líquida.
 - La fase dispersa es líquida y la fase dispersante es gaseosa.
 - La fase dispersa es gaseosa y la fase dispersante es sólida.
 - La fase dispersa es gaseosa y la fase dispersante es líquida.
 - La fase dispersa es gaseosa y la fase dispersante es gaseosa.
8. ¿Qué es el *efecto Tyndall*?
9. ¿Dónde observamos al efecto Tyndall?
10. ¿Qué son las *disoluciones*?
11. Cite varios ejemplos de disoluciones.
12. ¿Cuándo hablamos de dos componentes en una disolución, cuál es el soluto y cuál es el solvente?

13. ¿Cuáles son los tamaños de partículas de los coloides, suspensiones y emulsiones?
14. **Menciona** una característica de los coloides.
15. **Menciona** una característica de las suspensiones.
16. **Menciona** una característica de las emulsiones.
17. ¿Cuándo tenemos disoluciones diluidas?
18. ¿Cuándo tenemos disoluciones concentradas?
19. ¿Cuándo tenemos disoluciones saturadas?
20. ¿Cuándo se emplea la molaridad?
21. ¿Cuándo se emplean los gramos por litro?
22. ¿Cuándo se emplea el porcentaje en masa?
23. ¿Cuándo se emplea el porcentaje en volumen?
24. **Enumera** cuatro propiedades de ácidos.
25. **Enumera** cuatro propiedades de bases.
26. ¿Cuál es la definición de ácido?
27. ¿Cuál es la definición de base?
28. ¿Cuál es la importancia del pH?
29. ¿Cómo se puede medir de modo aproximado al pH?
30. ¿Cuál es la definición de indicadores?
31. *Enumera* tres indicadores.
32. ¿Qué busca la titulación?
33. ¿Cuál es la diferencia entre mezcla homogénea y mezcla heterogénea?
34. ¿De dónde provienen y cuál es la diferencia entre fase dispersa y fase dispersante?
35. **Menciona** un ejemplo de la vida diaria del efecto Tyndall.
36. ¿Cuál es la diferencia entre *suspensión* y *emulsión*?
37. ¿Cuál es la diferencia entre *soluciones concentradas* y *soluciones saturadas*?
38. **Menciona** cuatro características de los ácidos.
39. **Menciona** cuatro características de las bases.

1. Se dispone de disoluciones de la misma concentración de ácido clorhídrico, hidróxido de bario, ácido nitroso, hidróxido de sodio y amoníaco. El pH, en orden creciente, sigue la serie:

a. **Ácido clorhídrico, ácido nitroso, amoníaco, hidróxido de sodio e hidróxido de bario.**

b. Hidróxido de bario, hidróxido de sodio, amoníaco, ácido nitroso y ácido clorhídrico.

c. Ácido nitroso, amoníaco, ácido clorhídrico, hidróxido de sodio e hidróxido de bario.

2. Una disolución acuosa de Na_2S da un pH:

a. Neutro.

b. Ácido.

c. **Básico.**

3. Una disolución saturada:

a. Contiene una cantidad de soluto mayor que la que le corresponde según el valor del K_{ps} .

b. **Mantiene un equilibrio dinámico entre el soluto no disuelto y los iones en disolución.**

c. Contiene una cantidad de soluto menor que la que indica su solubilidad.4. ¿Qué es una dispersión coloidal?

Es una mezcla heterogénea que precisa del microscopio para distinguir sus fases. Una dispersión coloidal está formada por dos fases:

5. ¿Qué es la *fase dispersa*?

Es el componente que se encuentra en menor proporción y es la fase discontinua, en forma de partículas. Las partículas dispersas de los coloides no son visibles directamente, solo lo son mediante el microscopio, dado que sus tamaños oscilan entre 1 nm y 1 mm.

6. ¿Qué es la *fase dispersante*?

Es el componente mayoritario de la mezcla y constituye la fase continua. La fase dispersante normalmente es fluida. Un ejemplo de dispersión coloidal es la leche, formada por pequeñas gotitas de grasa (fase dispersa) en un medio acuoso (fase dispersante).

7. ¿Qué tipo de dispersión se produce cuando:

- La fase dispersa es sólida y la fase dispersante es sólida.

Sólido.

- La fase dispersa es sólida y la fase dispersante es líquida.

Sol.

- La fase dispersa es sólida y la fase dispersante es gaseosa.

Aerosol.

- La fase dispersa es líquida y la fase dispersante es sólida.

Gel.

- La fase dispersa es líquida y la fase dispersante es líquida.

Emulsión.

- La fase dispersa es líquida y la fase dispersante es gaseosa.

Aerosol líquido.

- La fase dispersa es gaseosa y la fase dispersante es sólida. Espuma sólida.
- La fase dispersa es gaseosa y la fase dispersante es líquida.

Espuma.

- La fase dispersa es gaseosa y la fase dispersante es gaseosa.

Gas.

8. ¿Qué es el efecto Tyndall?

Una característica de las dispersiones coloidales es que dispersan la luz, por lo que las partículas dispersas son visibles cuando el coloide es atravesado por un haz luminoso.

9. ¿Dónde observamos al efecto Tyndall?

Al efecto Tyndall lo observamos claramente cuando usamos los faros de un automóvil en la niebla o cuando entra luz solar en una habitación con polvo.

10. ¿Qué son las *disoluciones*?

Las mezclas homogéneas a nivel molecular de dos o más sustancias, que pueden hallarse en proporciones variables

11. **Cita** varios ejemplos de disoluciones.

Vinagre, el ácido clorhídrico, el aire, la sangre, el agua de mar

12. ¿Cuándo hablamos de dos componentes en una disolución, cuál es el soluto y cuál es el solvente?

Al más abundante lo llamamos **disolvente** y al menos abundante, **soluto**.

13. ¿Cuáles son los tamaños de partículas de los coloides, suspensiones y emulsiones?

- Coloide: Las partículas tienen un tamaño comprendido entre $0,001 \mu\text{m}$ y $0,1 \mu\text{m}$.
- Suspensión: Las partículas tienen un tamaño comprendido entre $0,1 \mu\text{m}$ y $10 \mu\text{m}$.
- Emulsión: Las partículas tienen un tamaño superior a $0,001 \mu\text{m}$.

14. Mencione una característica de los coloides.

Las partículas no sedimentan, atraviesan los filtros ordinarios y son invisibles a simple vista, por ejemplo, la tinta.

15. **Menciona** una característica de las suspensiones.

Está formada por una sustancia sólida dispersa en un fluido. Las partículas sedimentan y pueden separarse por filtros ordinarios, por ejemplo, el polvo en el aire.

16. **Menciona** una característica de las emulsiones.

Formada por dos líquidos inmiscibles, uno de los cuales está dividido en pequeñas gotas dispersas en el otro. Con el tiempo suelen separarse en fases diferenciadas, por ejemplo, el agua y el aceite después de agitar la mezcla.

17. ¿Cuándo tenemos disoluciones diluidas?

Si la cantidad de soluto en relación con la de disolvente es muy pequeña.

18. ¿Cuándo tenemos disoluciones concentradas?

Si la cantidad de soluto es elevada respecto a la de disolvente.

19. ¿Cuándo tenemos disoluciones saturadas?

Si el soluto está en la máxima proporción posible respecto al disolvente.

20. ¿Cuándo se emplea la molaridad?

Se emplea en disoluciones cuyos solventes son líquidos.

21. ¿Cuándo se emplean los gramos por litro?

Se emplea en el caso de las disoluciones de sólidos en líquidos.

22. ¿Cuándo se emplea el porcentaje en masa?

Se emplea frecuentemente en disoluciones de sólidos en líquidos.

23. ¿Cuándo se emplea el porcentaje en volumen?

Se emplea en el caso de las disoluciones de líquidos en líquidos.

24. Enumera cuatro propiedades de ácidos.

- Sabor agrio o ácido.
- Reaccionan con algunos metales como el cinc o el hierro desprendiendo hidrógeno.
- Reaccionan con las bases produciendo sales.
- En disolución acuosa conducen la electricidad.

25. Enumera cuatro propiedades de bases.

- Sabor amargo.
- Tacto jabonoso.
- En general, no reaccionan con los metales.
- Reaccionan con los ácidos produciendo sales.

26. ¿Cuál es la definición de ácido?

Un ácido es una sustancia que al disolverse produce iones hidronio.

27. ¿Cuál es la definición de base?

Un ácido es una sustancia que al disolverse produce iones hidroxilo.

28. ¿Cuál es la importancia del pH?

El conocimiento del pH de las disoluciones tiene gran importancia para determinar e interpretar el comportamiento de muchas sustancias en las reacciones químicas, tanto en los sistemas inorgánicos como en los biológicos.

29. ¿Cómo se puede medir de modo aproximado al pH?

En el laboratorio es muy frecuente el uso de sustancias llamadas indicadores que permiten medir de modo aproximado el pH.

30. ¿Cuál es la definición de indicadores?

Los indicadores, en general, son sustancias orgánicas de naturaleza compleja que cambian de color según sea el pH de la disolución a la que se añaden.

31. Enumera tres indicadores.

Azul de bromotimol, fenolftaleína y verde de bromocresol.

32. ¿Qué busca la titulación?

Es un procedimiento de laboratorio que busca la neutralización.

33. ¿Cuál es la diferencia entre mezcla homogénea y mezcla heterogénea?

Una mezcla homogénea o disolución es aquella en la que no es posible distinguir

sus componentes a simple vista o con el microscopio óptico.

Una mezcla heterogénea es aquella en la que podemos distinguir sus componentes a simple vista o con el microscopio óptico.

34. ¿De dónde provienen y cuál es la diferencia entre fase dispersa y fase dispersante?

Una dispersión coloidal está formada por dos fases:

- Fase dispersa: Es el componente que se encuentra en menor proporción y es la fase discontinua, en forma de partículas. Las partículas dispersas de los coloides no son visibles directamente.
- Fase dispersante: Es el componente mayoritario de la mezcla y constituye la fase continua. La fase dispersante normalmente es fluida. Un ejemplo de dispersión coloidal es la leche, formada por pequeñas gotitas de grasa (fase dispersa) en un medio acuoso (fase dispersante).

35. Menciona un ejemplo de la vida diaria del efecto Tyndall.

Al efecto Tyndall lo observamos claramente cuando usamos los faros de un automóvil en la niebla o cuando entra luz solar en una habitación con polvo.

36. ¿Cuál es la diferencia entre *suspensión* y *emulsión*?

Una suspensión está formada por una sustancia sólida dispersa en un fluido. Las partículas sedimentan y pueden separarse por filtros ordinarios, por ejemplo, el polvo en el aire.

Una emulsión está formada por dos líqui-

dos inmiscibles, uno de los cuales está dividido en pequeñísimas gotas dispersas en el otro. Con el tiempo suelen separarse en fases diferenciadas, por ejemplo, el agua y el aceite después de agitar la mezcla.

37. ¿Cuál es la diferencia entre *soluciones concentradas* y *soluciones saturadas*?

Las soluciones concentradas se dan si la cantidad de soluto es elevada respecto a la de disolvente

Las soluciones saturadas se dan si el soluto está en la máxima proporción posible respecto al disolvente.

38. Menciona cuatro características de los ácidos.

- Sabor agrio o ácido.
- Reaccionan con algunos metales como el cinc o el hierro desprendiendo hidrógeno.
- Reaccionan con las bases produciendo sales.
- En disolución acuosa conducen la electricidad.

39. Menciona cuatro características de las bases.

- Tacto jabonoso.
- En general, no reaccionan con los metales.
- Reaccionan con los ácidos produciendo sales.
- En disolución acuosa conducen la electricidad.

CICLO DEL APRENDIZAJE

¿Cómo dinamizo el aula?

Criterios de evaluación

CE.CN.Q.5.12. Explica la importancia de las reacciones ácido-base en la vida cotidiana, respecto al significado de la acidez, la forma de su determinación y su importancia en diferentes ámbitos de la vida y la determinación del pH a través de la medición de este parámetro en varias soluciones de uso diario y experimenta el proceso de desalinización en su hogar o en su comunidad como estrategia de obtención de agua dulce.

Destrezas con criterios de desempeño

- CN.Q.5.3.3. Determinar y examinar la importancia de las reacciones ácido base en la vida cotidiana.
- CN.Q.5.3.4. Analizar y deducir a partir de la comprensión del significado de la acidez, la forma de su determinación y su importancia en diferentes ámbitos de la vida, como la aplicación de los antiácidos y el balance del pH estomacal, en la industria y en la agricultura, con ayuda de las TIC.
- CN.Q.5.3.5. Deducir y comunicar la importancia del pH a través de la medición de este parámetro en varias soluciones de uso diario.
- CN.Q.5.3.6. Diseñar y experimentar el proceso de desalinización en el hogar o en la comunidad como estrategia para la obtención de agua dulce.

Ciclo de aprendizaje

Experiencia:

El profesor o profesora activa su trabajo en el aula observando las imágenes de los textos, en los alumnos:

- Aplicar técnica de lluvia de ideas para el desarrollo de los contenidos y comprensión de los contenidos.
- Aplicar técnicas individuales o grupales para captar la atención para que entiendan por experiencias propias o de otros estudiantes.

Reflexión:

El profesor o profesora menciona diversos ejemplos, fotos, videos del texto haciendo que el estudiante se interese:

- Mejorar destrezas de comprensión, conceptualización y análisis.

Conceptualización:

Mediante los recursos del libro: imágenes, videos, actividades el docente hace al estudiante:

- Ampliar su conocimiento visual y literario con imágenes y términos nuevos.
- Comprender las imágenes y comprender el concepto.

Aplicación:

Para comprobar la comprensión de los estudiantes se va a usar las:

- Actividades de Experimentación: Reto
- Actividades de Evaluación de contenidos propuestos en la unidad mediante aplicación de: Resumen, Para finalizar, Alto en el camino.

BANCO DE PREGUNTAS

1. ¿Cuál es la diferencia entre mezcla homogénea y mezcla heterogénea? En base a tu respuesta razona acerca de porque se dice que una botella de agua es heterogénea. Argumenta tu respuesta, puedes dibujar una botella de agua vacía si prefieres.

2. **Menciona** un ejemplo de la vida diaria del efecto Tyndall.

3. ¿Cuál es la diferencia entre soluciones concentradas y soluciones saturadas?

4. **Menciona** cuatro características de los ácidos.

5. **Menciona** cuatro características de las bases.

6. ¿Qué es y cuándo se emplea la composición gramos por litro?

7. ¿Qué es y cuándo se emplea la composición porcentaje de masa?

SOLUCIONARIO BANCO DE PREGUNTAS

1. ¿Cuál es la diferencia entre mezcla homogénea y mezcla heterogénea? En base a tu respuesta razona acerca de porque se dice que una botella de agua es heterogénea. Argumenta tu respuesta, puedes dibujar una botella de agua vacía si prefieres.

Una mezcla homogénea o disolución es aquella en la que no es posible distinguir sus componentes a simple vista o con el microscopio óptico. Una mezcla heterogénea es aquella en la que podemos distinguir sus componentes a simple vista o con el microscopio óptico.

Aparentemente si tomamos como ejemplo al agua la respuesta sería homogénea, pero no lo es. La respuesta es heterogénea debido a que, al analizar una botella de agua, imaginamos la botella con la tapa, pero dentro de esta hay agua y una capa de aire. Como si podemos distinguir el aire del agua, esto hace que la botella de agua sea heterogénea.

2. Menciona un ejemplo de la vida diaria del efecto Tyndall.

Al efecto Tyndall lo observamos claramente cuando usamos los faros de un automóvil en la niebla o cuando entra luz solar en una habitación con polvo.

3. ¿Cuál es la diferencia entre soluciones concentradas y soluciones saturadas?

Las soluciones concentradas se dan si la cantidad de soluto es elevada respecto a la de disolvente

Las soluciones saturadas se dan si el soluto está en la máxima proporción posible respecto al disolvente.

4. Menciona cuatro características de los ácidos.

- Sabor agrio o ácido.
- Reaccionan con algunos metales como el cinc o el hierro desprendiendo hidrógeno.
- Reaccionan con las bases produciendo sales.
- En disolución acuosa conducen la electricidad.

5. Menciona cuatro características de las bases.

- Tacto jabonoso.
- En general, no reaccionan con los metales.
- Reaccionan con los ácidos produciendo sales.
- En disolución acuosa conducen la electricidad.

6. ¿Qué es y cuándo se emplea la composición gramos por litro?

La composición en gramos por litro indica los gramos de un componente por unidad de volumen en 1 L de disolución. Se emplea en el caso de las disoluciones de sólidos en líquidos.

7. ¿Qué es y cuándo se emplea la composición porcentaje de masa?

El porcentaje en masa de un componente en una disolución indica la masa de dicho componente que está disuelto en 100 unidades de masa de disolución. Se emplea frecuentemente en disoluciones de sólidos en líquidos.

RECURSOS PROPIOS DEL ÁREA

Trabajo colaborativo

El trabajo colaborativo es un técnico grupal, en la que los estudiantes en base a un tema, desglosan ideas con el fin de resolver o plantear una temática. Al estar varias personas pensando en un mismo tema, no solamente fortalece temas sino también, ayuda a estudiantes a trabajar en equipo. El escuchar, hablar, respetar las opiniones de otro facilitarán el trabajo colaborativo.



<http://goo.gl/7DHHxN>

Para realizar un mapa mental, se debe colocar la idea general en el medio de la hoja, y se debe ir colocando los subtemas alrededor de la idea central, y así sucesivamente con los subtemas y demás. La recomendación es realizar la idea, los temas, subtemas y demás de diferentes colores con el fin de poder distinguir a una idea o tema general de una específica.



<http://goo.gl/kstVw2>

Una característica de las dispersiones coloidales es que dispersan la luz, por lo que las partículas dispersas son visibles cuando el coloide es atravesado por un haz luminoso.

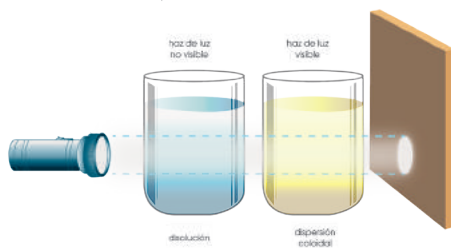
A este fenómeno físico lo conocemos como efecto Tyndall. Debido a este efecto, las dispersiones coloidales suelen ser opacas o translúcidas, a diferencia de las mezclas homogéneas o disoluciones, que son transparentes por el menor tamaño de sus partículas. Esta diferencia permite distinguirlos.

Al efecto Tyndall lo observamos claramente cuando usamos los faros de un automóvil en la niebla o cuando entra luz solar en una habitación con polvo.

Y TAMBIÉN

En química, denominamos fase o estado uno de los partes homogéneas que forman un sistema material. Los sistemas pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos.

Los sistemas homogéneos presentan una sola fase, mientras que los sistemas heterogéneos están formados por varias fases.



- Actividades**
- Investiga si las siguientes mezclas son suspensiones o dispersiones coloidales. Si son coloidales, indica de qué tipo.

a. Queso	d. Espuma de afeitador
b. Jugo de piña	e. Piedra pómez
c. Tinta china	f. Insulina inyectable
 - ¿Cuál es la diferencia fundamental entre las mezclas homogéneas y las sustancias puras?
 - Indica cuáles son la fase dispersante y la fase dispersa en el humo.
 - Justifica por qué en los medicamentos que se presentan en forma de suspensión es necesario agitar el medicamento antes de administrarlo al paciente.
 - Indica cuál es el disolvente y cuál es el soluto en cada una de las disoluciones siguientes:

a. Soda (agua y dióxido de carbono).
b. Mezcla combustible (gasolina y aceite).
c. Fundición (hierro y carbono).

Solucionario

- Queso es una suspensión
 - Jugo de piña es una dispersión coloidal
 - Tinta china es una suspensión
 - Espuma de afeitador es una suspensión
 - Piedra pómez es una dispersión coloidal
 - Insulina inyectable es una suspensión
- Una mezcla homogénea es aquella en la que no es posible distinguir sus componentes a simple vista o con el microscopio óptico. Mientras que una sustancia pura es aquella que se encuentra formada por un solo componente en la naturaleza.
- La fase dispersante es el medio en el que se encuentre mientras que la fase dispersa la constituyen las partículas finas y gruesas de polvo.
- En los medicamentos es necesario agitar el medicamento antes de administrarlo al paciente para asegurar que el medicamento se encuentra totalmente homogenizado. Es decir, cada una de las partes que conforman la disolución tienen iguales características.
- El agua es el disolvente y el dióxido de carbono es el soluto
 - El solvente es la gasolina y el soluto es el aceite.
 - El solvente es el carbono y el soluto es el hierro.

Tema

Preparación de disoluciones

Planteamiento del problema

En este problema, mediante el proceso de experimentación, se trata de demostrar el proceso de preparación de dos disoluciones líquidas, partiendo de sustancias en diferentes estados de agregación.

Formulación de la hipótesis

Las disoluciones líquidas se pueden preparar a partir de sustancias en diferentes estados de agregación.

Experimentación

Disolución de sal y agua

1. Pesar 1,46 g de NaCl en la balanza, utilizando para ello el vidrio reloj.
2. Colocar los 1,46 g de sal en el vaso de precipitación y añadir unos 75 mL de agua destilada, y mezclarlo con la ayuda de la varilla de vidrio.
3. Pasa la disolución de agua y sal a uno de los matraces aforados y enrásalo a 100 mL (ten mucho cuidado con el error de paralelaje).
4. Tapa el matraz y agítalo suavemente (volteándolo) para homogeneizar la disolución.
5. Guarda la disolución en uno de los frascos y etiquétalo indicando la composición y su concentración.

Conclusiones

En la primera disolución, la sal es el soluto y el agua es el solvente.



Experimento

TEMA:

Preparación de disoluciones

OBJETIVO:

Preparar dos disoluciones líquidas, partiendo de sustancias en diferentes estados de agregación.

MATERIALES:

- agua destilada
- sal (NaCl)
- etanol (alcohol de farmacia, 96 %)
- 2 matraces aforados (100 mL)
- 2 probetas (50 mL)
- 1 probeta (10 mL)
- balanza analítica
- vidrio reloj
- espátula
- vaso de precipitación
- varilla de vidrio
- cuentagotas
- 2 frascos con tapón

PROCESOS:

Disolución de sal y agua

- Pesa 1,46 g de NaCl en la balanza, utilizando para ello el vidrio reloj.
 - a. Coloca el vidrio reloj en la balanza encerrada, mediante el botón tara o similar.
 - b. Añade con la espátula la cantidad necesaria de NaCl.
- Coloca los 1,46 g de sal en el vaso de precipitación, añade unos 75 mL de agua destilada, y mézclalo con la ayuda de la varilla de vidrio.
- Pasa la disolución de agua y sal a uno de los matraces aforados y enrásalo

a 100 mL (ten mucho cuidado con el error de paralelaje).

Tapa el matraz y agítalo suavemente (volteándolo) para homogeneizar la disolución.

- Guarda la disolución en uno de los frascos y etiquétalo indicando la composición y su concentración.

Disolución de agua y etanol

- Enrasa las probetas de 50 mL, una de ellas con etanol y la otra con agua destilada. Enrasa la probeta de 10 mL con agua destilada (ten mucho cuidado con el error de paralelaje).

- Vuelca los 50 mL de agua destilada en el matraz aforado y añade muy lentamente el etanol. Si lo haces correctamente, verás que el matraz estará, más o menos, enrasado y que se diferencian dos fases (abajo el agua y arriba el etanol).

- Tapa el matraz y agítalo suavemente (volteándolo) para homogeneizar la disolución. Observarás que el volumen de la disolución ha disminuido.

- Enrasa el matraz, para ello, con la ayuda del cuentagotas, coge agua destilada de la probeta de 10 mL.

- Anota el volumen total de agua que has utilizado, guarda la disolución en el otro frasco y etiquétalo indicando la composición y su concentración.

CUESTIONES:

- a. Identifica el soluto y el disolvente de cada disolución. Razona la respuesta.
- b. Contesta: ¿Por qué utilizamos el vidrio reloj para pesar la sal?
- c. ¿Qué tipo de error es el error de paralelaje? ¿Cómo se puede evitar?

PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN

En la segunda disolución el etanol es el soluto y el agua es el solvente.

El vidrio reloj se emplea para no desperdiciar la masa de sal.

El error de paralelaje es un error en las mediciones que se puede evitar calibrando adecuadamente los equipos de laboratorio y considerando las condiciones ambientales como temperatura, humedad, etc.

6



Resumen

1. Soluciones.
2. Mezclas homogéneas.
3. Mezclas heterogéneas.

La unión de varias sustancias produce **mezclas**. Estas pueden ser:

- **Mezclas homogéneas:** Son aquellas en las que no se pueden distinguir sus componentes.

Ejemplo: Agua disuelta en azúcar.

- **Mezclas heterogéneas:** Son aquellas en las que podemos distinguir sus componentes.

Ejemplo: Agua y aceite.

En la **mezcla heterogénea** puede existir dispersión coloidal, estas dispersan la luz, y pueden ser de dos tipos:

- **Fase dispersa:** Es el componente minoritario de la mezcla.
- **Fase dispersante:** Es el componente mayoritario de la mezcla.

Las **mezclas, soluciones o disoluciones**, están conformadas por soluto y solvente. El **soluto** está en menor proporción mientras que el **solvente** está en mayor cantidad que generalmente es agua. Pueden estar en estado sólido, líquido o gaseoso.

Dependiendo de la proporción entre soluto y solvente, podemos tener tipos de disoluciones, que pueden ser expresadas de diferentes modos:

1. **Molaridad:** Indica la cantidad de moles de solutos disueltos por litro de solución.
2. **Gramos por litro:** Indica la cantidad de gramos de un componente por unidad de volumen en litro.
3. **Porcentaje en masa:** Indica la masa de un componente en 100 unidades de masa de solución.
4. **Porcentaje en volumen:** Indica el volumen de un componente en la disolución.

Las sustancias ácidas y bases al ser de gran interés, son analizadas por sus propiedades.

- **Ácidos** son sustancias que se disocian en iones H^+ .
Tienen valores menores a 7 en la escala de pH.
- **Básicas** son sustancias que se disocian en iones OH^- .
Tienen valores mayores a 7 en la escala de pH.

La **escala de pH** está dada por:

- Valores menores a 7, conocidas como **ácidos**.
- Valores iguales a 7, conocidas como **neutros**.
- Valores mayores a 7, conocidas como **bases**.

Al reaccionar ácidos con bases, dependiendo de la cantidad y concentración, se van a producir productos cuyos valores de pH pueden oscilar de 0 a 14. La sustancia que indica que la reacción pasa de ser ácida a básica o viceversa, se la conoce como **indicador**.

Orientación didáctica

- En esta carilla se observan todos los conceptos vistos a lo largo de la unidad

Actividades complementarias

- Dinámica de resumen

Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito o en forma de mapa conceptual o en forma de esquema. Proponer que los estudiantes realicen una votación de cuál fue el mejor resumen.

- Folio giratorio

El docente o un estudiante puede leer el resumen mientras todos hacen acotaciones de los temas, para realizar en forma de repaso teórico de lo abordado en clase.

- Mapa conceptual

Realizar un mapa conceptual acerca de los compuestos aromáticos y sus usos.

Orientación didáctica

- Observar las aplicaciones más actuales de los temas abordados en la unidad. Se busca generar interés del estudiante por la ciencia. Cuando una persona tiene algo más visual puede darse cuenta de si le gusta o no. Incluso el si yo fuera, puede guiar al estudiante hacia una carrera definida.

Actividades complementarias

- Trabajo escrito

El estudiante deberá realizar un resumen de la noticia que quiera de la zona wifi y exponer a la clase.

- Dinámica de socialización

El docente puede leer las noticias y de manera ordenada, se pueden ir discutiendo temas relacionados al tema leído.

ZONA 

¿Cuál es el origen del HCl en el jugo gástrico?

Como resultado de ciertas reacciones metabólicas, se producen iones H^+ que se desplazan hacia el interior del estómago desde el plasma sanguíneo exterior a él. Este proceso se denomina transporte activo y en él intervienen algunas enzimas. Al mismo tiempo, para mantener la neutralidad de las cargas, se mueve en el mismo sentido una cantidad igual de iones Cl^- . El hecho de comer estimula la secreción de iones H^+ , de los que normalmente una pequeña proporción es reabsorbida por la membrana mucosa que rodea el estómago, retornando los iones H^+ al plasma sanguíneo. Sin embargo, si la cantidad de HCl es excesiva, el retorno masivo de iones H^+ a través de la membrana mucosa puede producir serias molestias.

pH en productos de limpieza corporal

En ciertos productos de limpieza corporal, como es el caso de los champús y geles de baño, suele constar en el empaque el pH del producto ya que la acidez de estas sustancias puede influir en la salud de la piel y el pelo. Nuestros cabellos están formados por largas cadenas de proteínas unidas entre sí mediante distintos tipos de enlaces. Los más débiles son los enlaces de hidrógeno, pues se rompen simplemente al mojarlos con agua, aunque se vuelven a formar al secarse. Un champú cuyo pH sea menor que 4 o superior a 8 afecta en mayor o menor grado al resto de las uniones entre las proteínas. Un pH alrededor de 5 es el más adecuado para un champú.

¿Cómo se estudia la composición biológica, química y física de la comida, el procesamiento, almacenamiento y preservación de los alimentos?

El ácido clorhídrico, junto con otras sustancias, se encuentra en el jugo gástrico de nuestro estómago, donde desempeña una función fundamental en la digestión de los alimentos y en la activación de algunas enzimas digestivas.



169

 Para finalizar

- | | |
|---|--|
| <p>1. Cada una de las sales siguientes se ha formado por neutralización de un ácido con una base. Indica cuál es el ácido y la base en cada caso.</p> <ol style="list-style-type: none"> cloruro de hierro (II) carbonato de sodio nitrito de cobre (I) <p>2. Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones.</p> <ol style="list-style-type: none"> Una disolución tiene un pH mayor que 7, por lo tanto, es básica. Toda sustancia que tiene hidrógeno en su molécula es un ácido. Una disolución de pH 0 es muy ácida. <p>3. Si vertemos agua sobre óxido de calcio (CaO), hasta disolverlo, se forma una disolución de hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Indica cómo podrías comprobar que esta sustancia es una base.</p> <p>4. Si dejamos caer unas gotas de fenolftaleína en una disolución básica, ¿qué color tomará?</p> <p>5. Al introducir una tira de papel indicador universal en una disolución adquiere un color azul. ¿Cómo es la disolución?</p> <p>6. Balanceda la reacción de neutralización entre ácido nítrico, HNO_3, con el hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$.</p> | <p>7. Cita cinco ejemplos de disoluciones cotidianas. Indica cuáles son sus componentes.</p> <p>8. Cita tres ejemplos de disoluciones de sólidos en líquidos que sean habituales en la vida cotidiana. Indica el soluto o solutos y el disolvente en cada caso.</p> <p>9. ¿Qué tipo de disolución es el vinagre? ¿Y el bronce?</p> <p>10. Indica el soluto o solutos y el disolvente de las siguientes disoluciones.</p> <ol style="list-style-type: none"> Café con leche y azúcar Café con azúcar Gaseosa <p>11. Prepara una disolución con 10 mL de agua y 1 g de sal común, agita la mezcla para disolver la sal. Añade 1 g más de sal, y así sucesivamente, hasta que la disolución se sature.</p> <p>Contesta: ¿Qué cantidad de sal común has necesitado para obtener la disolución saturada?</p> <p>12. Según la OMS (Organización Mundial de la Salud), la cantidad de sodio recomendada no debería superar los 2,5 g diarios.</p> <ol style="list-style-type: none"> Busca en Internet los efectos de una deficiencia o exceso de sodio en el organismo. Investiga sobre la composición química del agua que bebas habitualmente. fíjate |
|---|--|

Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.

Actividades complementarias

- Trabajo en grupo o trabajo en casa
Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

- Actividad en grupo

Formar grupos para la resolución de ejercicios de esta sección. El intercambio de ideas y de criterios fortalecerá los conocimientos y la manera de ejecutarlos en los ejercicios.

- Ejercicios adicionales

Cada estudiante deberá proponer un ejercicio con la respectiva resolución. El docente deberá elegir las mejores preguntas y a final de esta sección podría exponer las preguntas con las respectivas soluciones.

Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.

Actividades complementarias

- Trabajo en grupo o trabajo en casa
Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

- Actividad en grupo

Formar grupos para la resolución de ejercicios de esta sección. El intercambio de ideas y de criterios fortalecerá los conocimientos y la manera de ejecutarlos en los ejercicios.

- Ejercicios adicionales

Cada estudiante deberá proponer un ejercicio con la respectiva resolución. El docente deberá elegir las mejores preguntas y a final de esta sección podría exponer las preguntas con las respectivas soluciones.

especialmente en la concentración de sodio.

c. **Estima** la cantidad de agua que bebes al día y **calcula** la cantidad de sodio que supone. (Considera que la capacidad de un vaso de agua es de 200 ml, aproximadamente).

d. ¿Qué porcentaje representa respecto a la cantidad de sodio recomendada?

e. Piensa en otros alimentos de uso común que contienen sodio y **evalúa** tu consumo.

13. **Completa**

a. Los caloides tienen un tamaño que oscila entre.....

b. La emulsión, sus partículas tienen un tamaño que comprende entre.....

c. Según la porción de soluto y disolvente, las disoluciones pueden ser.....

d. Una dispersión coloidal está formada por.....

14. **Contesta**

a. ¿Cuál es la diferencia entre ácidos y bases?

b. ¿Cuáles son las propiedades de los ácidos?

c. ¿Cuáles son las propiedades de las bases?

15. ¿Cuál es la diferencia fundamental entre las mezclas homogéneas y las sustancias puras?

16. Indica cuáles son la fase dispersante y la fase dispersa en el humo.

17. **Justifica** por qué en los medicamentos que se presentan en forma de suspensión es necesario agitar el medicamento antes de administrarlo al paciente.

18. Indica cuál es el disolvente y cuál es el soluto en cada una de las disoluciones siguientes:

a. Soda (agua y dióxido de carbono).

b. Mezcla combustible (gasolina y aceite).

c. Fundición (hierro y carbono).

19. Identifica cuáles de las siguientes sustancias son ácidas en función de la escala de pH estudiada.

a. vinagre

b. agua lluvia

c. Soda

AUTOEVALUACIÓN

A Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo?

¿He cumplido mis deberes?

¿Qué aprendí en esta unidad temática?

• **Escribe** la opinión de tu familia.

Trabajo en equipo

¿Me comprometí con mis compañeros?

¿Me respetaron las opiniones de los demás?

• **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

 Para finalizar

- Cada una de las sales siguientes se ha formado por neutralización de un ácido con una base. Indica cuál es el ácido y la base en cada caso.
 - cloruro de hierro (II)
 - carbonato de sodio
 - nitrito de cobre (I)
- Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones.
 - Una disolución tiene un pH mayor que 7, por lo tanto, es básica.
 - Toda sustancia que tiene hidrógeno en su molécula es un ácido.
 - Una disolución de pH 0 es muy ácida.
- Si vertemos agua sobre óxido de calcio (CaO), hasta disolverlo, se forma una disolución de hidróxido de calcio, Ca(OH)₂. Indica cómo podrías comprobar que esta sustancia es una base.
- Si dejamos caer unos gotas de fenolftaleína en una disolución básica, ¿qué color tomará?
- Al introducir una tira de papel indicador universal en una disolución adquiere un color azul. ¿Cómo es la disolución?
- Balanceda la reacción de neutralización entre ácido nítrico, HNO₃, con el hidróxido de calcio Ca(OH)₂.
 - Cita cinco ejemplos de disoluciones catiónicas. Indica cuáles son sus componentes.
 - Cita tres ejemplos de disoluciones de sólidos en líquidos que sean habituales en la vida cotidiana. Indica el soluto o solutos y el disolvente en cada caso.
 - ¿Qué tipo de disolución es el vinagre? ¿Y el bronce?
- Indica el soluto o solutos y el disolvente de las siguientes disoluciones.
 - Café con leche y azúcar
 - Café con azúcar
 - Gaseosa
- Prepara una disolución con 10 mL de agua y 1 g de sal común, agita la mezcla para disolver la sal. Añade 1 g más de sal, y así sucesivamente, hasta que la disolución se sature.

Contesta: ¿Qué cantidad de sal común has necesitado para obtener la disolución saturada?
- Según la OMS (Organización Mundial de la Salud), la cantidad de sodio recomendada no debería superar los 2,5 g diarios.
 - Busca en internet los efectos de una deficiencia o exceso de sodio en el organismo.
 - Investiga sobre la composición química del agua que bebas habitualmente: fíjate

Prohibida su reproducción

170

Para finalizar 6

- Ácido: HCl, Base: Fe(OH)₂
 - Ácido: H₂CO₃, Base: NaOH
 - Ácido: HNO₂, Base: CuOH
- Verdadero
 - Falso
 - Verdadero
- Se podría medir el pH y comprobar que es mayor que 7.
- Rosa muy intenso.
- Básica.
- $2\text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Respuesta abierta
- Respuesta abierta
- Vinagre: disolución líquido-líquido.
Bronce: disolución sólido-sólido (aleación)
- Disolvente: leche, Solutos: café y azúcar.
 - Disolvente: café, Solutos: azúcar
 - Disolvente: Agua, Solutos: CO₂
- Práctico.
- La carencia de sodio causa hiponatremia por niveles bajos de sodio en la sangre. El exceso de sodio causa hipertensión y enfermedades cardiovasculares.
 - Respuesta abierta.
 - Respuesta abierta.
 - Respuesta abierta.
 - Respuesta abierta.

Prohibida su reproducción

- 13.a. 1nm - 1mm b. superior a 1nm
 c. diluida, concentrada, saturada.
 d. fase dispersa, fase dispersante

14.a. pH de ácidos: menor a 7, pH de bases: mayor a 7.

b. Sabor agrio, liberan protones, pH menor a 7.

c. Sabor amargo, absorben protones, pH mayor a 7.

15. Sustancias puras: su composición es constante y no se puede separar. Mezclas homogéneas: puede cambiar su composición, se pueden separar los componentes.

16. Fase dispersa: sólido, Fase dispersante: gas.

17. Porque en las disoluciones en suspensión se separan las fases. Se debe mezclar el medicamento para homogeneizar sus componentes.

18.a. Disolvente: agua, Soluta: dióxido de carbono.

b. Disolvente: gasolina, Soluta: aceite.

c. Disolvente: hierro, Soluta: carbono.

19.a. ácida. b. ácida. c. ácida.

especialmente en la concentración de sodio.

c. **Estima** la cantidad de agua que bebes al día y **calcula** la cantidad de sodio que consumes. (**Considera** que la capacidad de un vaso de agua es de 200 ml. aproximadamente).

d. ¿Qué porcentaje representa respecto a la cantidad de sodio recomendada?

e. Piensa en otros alimentos de uso común que contienen sodio y **evalúa** tu consumo.

13. Completa

a. Los coloides tienen un tamaño que oscila entre.....

b. La emulsión, sus partículas tienen un tamaño que comprende entre.....

c. Según la porción de soluto y disolvente, las disoluciones pueden ser.....

d. Una dispersión coloidal está formada por.....

14. Contesta

a. ¿Cuál es la diferencia entre ácidos y bases?

b. ¿Cuáles son las propiedades de los ácidos?

c. ¿Cuáles son las propiedades de las bases?

15. ¿Cuál es la diferencia fundamental entre las mezclas homogéneas y las sustancias puras?

16. Indica cuáles son la fase dispersante y la fase dispersa en el humo.

17. **Justifica** por qué en los medicamentos que se presentan en forma de suspensión es necesario agitar el medicamento antes de administrarlo al paciente.

18. Indica cuál es el disolvente y cuáles es el soluto en cada una de las disoluciones siguientes.

a. Soda (agua y dióxido de carbono).

b. Mezcla combustible (gasolina y aceite).

c. Fundición (hierro y carbono).

19. Identifica cuáles de las siguientes sustancias son ácidas en función de la escala de pH estudiada.

a. vinagre

b. agua lluvia

c. Soda

AUTOEVALUACIÓN

2. Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

• Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo?

¿Me organizo bien?

¿Qué aprendí en esta asignatura científica?

• Trabajo en equipo

¿Me comunico bien con mis compañeros?

¿Me respetan las opiniones de los demás?

• **Escribe** la opinión de tu familia.

• **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.



IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA EN LA ALIMENTACIÓN

JUSTIFICACIÓN:

Una alimentación adecuada es la base vital para que nuestro organismo se desarrolle correctamente.

El consumo excesivo de carbohidratos refinados, la vida sedentaria y el estrés dañan nuestras células, originando bajas defensas, enfermedades autoinmunes, fatiga e incluso el cáncer. Recordemos que todo nuestro metabolismo se desarrolla en un pH neutro de 7 a 7,45 y por lo tanto necesitamos también una dieta que se maneje en este rango, si el pH aumenta o baja sobreviene la enfermedad.

OBJETIVOS:

- Investigar sobre los beneficios que aporta a nuestro organismo una dieta ácida y una dieta alcalina.

clasificando los productos que ingerimos a diario como ácidos, neutros y alcalinos.

- Fomentar una alimentación adecuada que proporcione los sales minerales, vitaminas y proteínas necesarias para nuestro cuerpo.
- Desarrollar hábitos alimenticios que protejan nuestra salud por medio del consumo de alimentos alcalinos.

MATERIALES Y RECURSOS:

- Revistas
- Internet
- cartulinas
- hojas de consulta
- tápinas

Forma equipos de trabajo.

Dentro del equipo **investiga** en qué consiste una dieta ácida y una dieta alcalina, además qué enfermedades ocasiona una mala nutrición y cuáles son las alternativas de solución.

socializa la información dentro del equipo de trabajo.

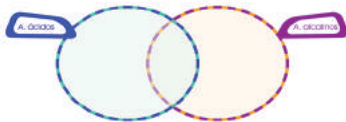
Realiza el resumen en organizadores gráficos.

Haz una lista de los alimentos que consumes a diario, incluye té y agua, y en un cuadro ubica a qué tipo de alimentación corresponden: ácida o alcalina.

Realiza un collage sobre los alimentos ácidos y alcalinos, además, realiza un menú saludable para los tres comensales principales.

Organiza el material para exponer lo que aprendiste.

Compara los alimentos ácidos y alcalinos.



1. Escribe las preguntas concluyentes basándote en las siguientes preguntas:
- ¿Qué dieta recomendarías? ¿es ácida o alcalina y por qué?
 - ¿Cómo se relaciona el pH del cuerpo con las enfermedades?

- En tu dieta, ¿qué tipo de alimentos consumes más?
- Explica ¿cómo mejorarías o cambiarías los hábitos alimenticios en tu familia?

Trabajo en equipo	Nunca	A veces	Siempre
Participo activamente en el grupo.			
Busco información en línea.			
Integro en la vida.			
Prefero los vegetales y las frutas.			
Prefero las gaseosas al agua natural.			

Orientación didáctica

- Se requiere que se entienda tanto experimental como teóricamente de los usos de los metales y no metales. Relacionar los conceptos con la práctica. Es un experimento muy visual. Se recomienda realizar la práctica antes por cualquier inconveniente.

Actividades complementarias

- Proponer una práctica similar

En base a lo aprendido se puede repetir la práctica o se puede proponer una práctica similar. De igual manera se podría enviar a que se revise bibliografía o videos.

Solucionario

- Respuesta abierta.

Solucionario

Un alto en el camino – Unidad 6

1. a. $\text{Zn(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 b. $3\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
 c. $3\text{RbOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Rb}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
2. b, c, a, b.
3. a. $2\text{Sn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$
 b. $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$
 c. $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
 d. $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HClO}$
 e. $\text{Pb(NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$
4. d, a, c, b, e.
5. a. $3 \times (6,023 \times 10^{23}) = 1,81 \times 10^{24}$ átomos Ca
 b. $100 \text{ g Se} \times \frac{(1 \text{ mol Se})}{(79 \text{ g Se})} = 1,26$ moles de Se
6. a. ácido fosfórico. ($\text{H}^+ \text{ PO}_4^{3-}$)
 b. hidróxido de mercurio (II). ($\text{Hg}^{2+} \text{ OH}^{1-}$)
 c. sulfato de potasio. ($\text{K}^+ \text{ SO}_4^{2-}$)
 d. hipobromito de sodio. ($\text{Na}^+ \text{ BrO}^{1-}$)
7. a. HCl hidruro de cloro
 HBr hidruro de bromo
 b. NaOH hidróxido de sodio
 KOH hidróxido de potasio
 c. CaO óxido de calcio
 MgO óxido de magnesio
 d. NaCl cloruro de sodio
 KCl cloruro de potasio
 e. KNaSO_4 sulfato de sodio y potasio

KLiSO_4 sulfato de litio y potasio

8. a. HIO
 b. H_3PO_3
 c. H_2SO_3
 d. H_3AsO_3
 e. HNO_3
9. Ácido sulfúrico, ácido bromoso, ácido perclórico, ácido dicrómico, ácido trioxoselénico, ácido fosfórico, ácido heptaoxodisulfúrico, ácido hexaoxotelúrico, ácido oxobromico, ácido trioxoyódico.
10. HSO_3^- , HSiO_4^- , HBrO_2^- , HBrO , HPO_2^-
11. Hipoclorito de potasio, nitrato de mercurio (II), bromito de sodio, sulfato de aluminio, fosfato de amonio, yodato de hierro (II), peryodato de calcio, sulfato de cobre (II), bisulfuro de calcio, fosfato de dihidrógeno de escandio (III), bicarbonato de cobalto (II), dihidrógeno silicato de magnesio, hipobromito de sodio, borato de cobre (II), carbonato de talio (III), fosfato de rubidio, clorato de litio, metasilicato de galio (III), hidrógeno sulfuro de berilio, fosfato ácido de zinc, seleniato de manganeso (II), sulfuro ácido de oro (III), hidrogenoborato de litio, sulfato de sodio.

- | | | |
|----------------------------------|-----------------|-------------------------------|
| 12. $\text{Ge}_3(\text{PO}_4)_2$ | CsClO | $\text{Tl}_2(\text{MnO}_4)_3$ |
| FePO_4 | KClO_3 | $\text{Ni}_2(\text{SO}_3)_3$ |
| Sr(NO)_2 | AgNO_3 | CdSeO_3 |
| $\text{Cu(NO}_3)_2$ | RbIO_3 | |