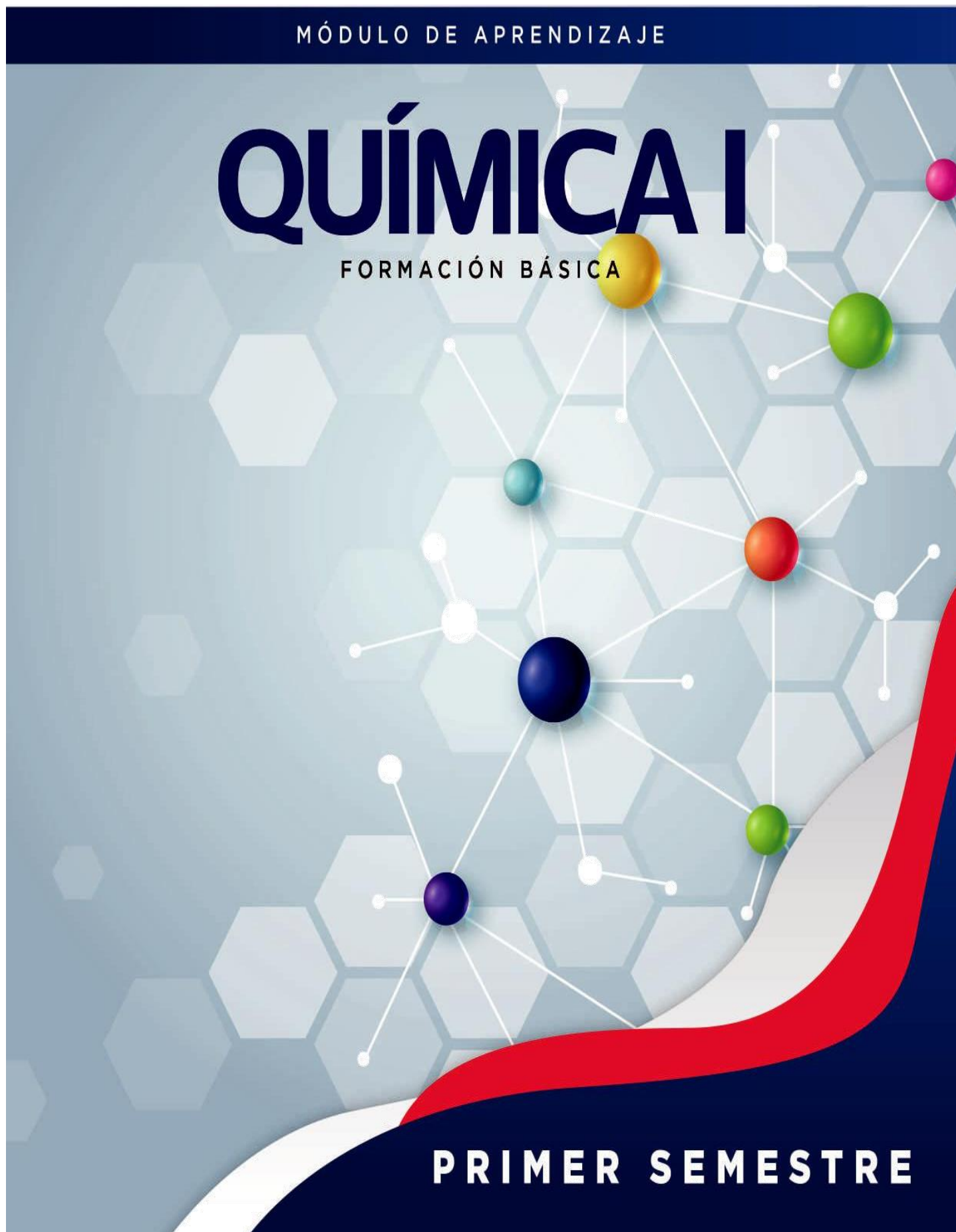


MÓDULO DE APRENDIZAJE

QUÍMICA I

FORMACIÓN BÁSICA

PRIMER SEMESTRE



Academia de Química:

Ing. Cirilo Ramírez Arteaga

Ing. Verónica Arredondo González

L.N. Juan Carlos Calderón

Ing. Luis Godinez Almaguer

Contactos:

cirilo@cbtis75.edu.mx

veronica@cbtis75.edu.mx

juancarlos@cbtis75.edu.mx

lugo@cbtis75.edu.mx

QUÍMICA I

REGLAS IMPORTANTES

1. Conocemos y respetamos el Reglamento escolar.
2. Respetamos la participación y opiniones de los compañeros.
3. Solo usamos correo oficial para hacer preguntas.
4. Las tareas se entregarán en tiempo y forma de acuerdo a las indicaciones publicadas por la institución. En la página www.cbtis75.edu.mx

REQUERIMIENTOS DE LA ASIGNATURA

- Este cuadernillo se puede contestar en electrónico. Enviándola ya respondida al correo oficial.
- Puede ser contestado en el cuaderno, tomar fotos y enviar a correo con los datos de identificación.
- Pueden ser impresa para contestarla y entregarla en el plantel.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- Las actividades han sido diseñadas con el 60% del trabajo del semestre, por lo tanto:
- Para obtener el 6.0 de calificación deben ser completadas correctamente, todas las actividades, al 100%.
- En caso de detectar copia en los cuadernillos se anulará todos los cuadernillos, sin hacer diferencia entre quien copio o fue copiado.

PROGRAMA: QUÍMICA I

Periodo	Temas
Primero	Composición de la materia.
Segundo	Enlaces químicos.
Tercero	Nomenclatura y obtención de compuestos inorgánicos.

CRONOGRAMA DE ACTIVIDADES 1er. Parcial

Actividad	TEMA	ACTIVIDADES A REALIZAR Primer Parcial	VALOR DE LA ACTIVIDAD
1	La química en la sociedad	Contestar preguntas y explicar dos sustancias	6
2	Materia: estudio de la química	Describir y argumentar sobre los estados de la materia	6
3	Mezclas	Mapas mentales y relación de columnas	6
4	Modelos atómicos	Maqueta y llenar tablas	6
5	Tabla periódica	Llenar tablas	6
6	Propiedades periódicas	Dibujar sobre la tabla periódica	6
7	Función química.	Llenar tabla	6
8	Óxidos	Llenar tablas con nombres y fórmulas	6
9	Hidruros e hidrácidos	Llenar tablas con nombres y fórmulas	6
10	Sales	Llenar tablas con nombres y fórmulas	6

Actividad 1

Título: La química en la sociedad

1.- Instrucciones: Lee el artículo "La química en la cocina", subrayando las ideas principales, o los datos que consideras interesantes. Después contesta las preguntas.

La química en la cocina

Todos los cocineros y las cocineras son químicos –aunque muchos no lo sepan– y todos los químicos son cocineros, aunque también lo desconozcan. De hecho, la química empezó en la cocina y fueron los primeros hombres y mujeres los que produjeron reacciones químicas y transformaciones moleculares, asando alimentos, cociéndolos, mezclándolos, haciendo emulsiones, sazonándolos, friéndolos, estruyéndolos, filtrándolos, espesando salsas y destilando líquidos, llegando incluso a dominar empíricamente algunas operaciones bioquímicas, como la fermentación para producir cerveza y miles de clases de quesos, panes y vinos. Todas estas operaciones –que comprenden infinitos experimentos– se efectuaron para conservar los alimentos y hacerlos más digeribles y atractivos, modificando su estructura molecular. Los primeros aparatos y operaciones de los alquimistas se tomaron prestados de la cocina, y las ollas, los peroles, los alambiques, los morteros, los hornos y las grandes cucharas para revolver las mezclas fueron los instrumentos con los que se comenzó a trabajar con el mercurio, el azufre, el carbón y toda clase de menjunjes en búsqueda de recetas para producir oro, la piedra filosofal y la eterna juventud. Estos aparatos y procedimientos se fueron modificando poco a poco y algunos se devolvieron a la cocina notablemente mejorados, siendo quizás los ejemplos más clásicos el de la olla a presión –que permite cocinar a temperaturas más altas que con el agua o el aceite– y el “baño maría”, que todo cocinero conoce y que se debe a la alquimista “María la Judía”, así llamada porque el gran alquimista Zoísmo se refería a ella diciendo que era hermana de Moisés, pues podía calentar a 100 grados los alimentos sin que se mezclaran con el agua. Pero la química sobre todo aportó a la cocina el conocimiento del porqué de las cosas y cuál es la influencia de los diferentes ingredientes y operaciones aplicadas en los resultados finales, permitiendo así cocinar mejor. Visto con los ojos de un experto, la cocina está llena de productos químicos para cocinar, como pueden ser el agua, el cloruro sódico (sal común), los aceites y grasas, el ácido acético (vinagre), la sacarosa (azúcar), proteínas (huevos, carne, pescado), los almidones (patatas y harina) y las vitaminas (frutas y verduras).

Después de leer contesta las siguientes preguntas, utilizando un mínimo de 50 palabras en cada respuesta.:

¿Por qué la Química comenzó en la cocina?

¿Qué procesos químicos se utilizan en la cocina para conservar a los alimentos?

¿Por qué la cocina es uno de los sitios en los que más se llevan a cabo procesos químicos?

¿Cuáles son las aplicaciones de la Química en la industria alimentaria?

¿Cómo ha ayudado la Química a mejorar la vida del ser humano?

2.- Instrucciones: Lee atentamente el artículo "Químifobia o 'si tiene químicos es malo' ", en seguida haz una descripción de una sustancia química que resulta perjudicial para la vida humana y/o la sociedad y describe alguna sustancia química artificial que resulte benéfica.

Químifobia o “Si tiene químicos es malo”

por Aliosha Bazaes

La químifobia, definida como el miedo irracional a los productos químicos [1], es algo ya arraigado en nuestro imaginario colectivo, es ya algo tan natural que es posible observar simplemente al ir de compras a un supermercado, ya que no es de extrañar que muchas marcas y productos especifiquen en sus etiquetas que no contienen químicos, “libres de pesticidas”, son “orgánicos”, “naturales” o bien que dejaron de contener algún producto como el tan usado “libre de parabenos” en los productos cosméticos. En estos tiempos en que está en boga la comida saludable y el volver a lo natural, los productos químicos se presentan como los grandes enemigos que deben ser eliminados a cualquier costo, así como se inculca el temor a la química, tildándola de una ciencia de demasiada complejidad y/o peligrosa. Al decir que somos químicos, no son poco comunes las expresiones tales como “No me gusta la química, es muy difícil.”, “Siempre me fue mal en Química en el colegio” y un largo etcétera. Sin embargo esta fobia es bastante curiosa, ya que es literalmente imposible eliminar los compuestos químicos de nuestra vida y la principal diferencia que hace es entre “sintético” y “natural”, siendo lo primero la causa de innumerables males y lo segundo la panacea.

Para intentar dar una explicación a este fenómeno lo dividiremos en dos fuentes, primero revisando este temor desde el ámbito social y luego enfocándonos en el temor de consumir químicos por el efecto perjudicial para el organismo.

En el ámbito social, la facilidad de información ha jugado un rol trascendental, debido a la masificación de los medios de comunicación durante la segunda mitad del siglo XX y la arremetida de internet a fines de este, permitieron que gran parte de la población tuviese acceso a la información de una manera que sólo se había visto anteriormente con Gutenberg y la imprenta [2]. La información tanto científica como general, se actualiza constantemente, la posibilidad de desconocer hechos relevantes en cualquier parte del mundo se reduce casi a cero, lo que aumenta la posibilidad de que la gente se forme una opinión propia de manera muy rápida y directa y, por qué no decirlo, muchas veces con falta de fundamentos. ¿Cómo influye esto en la generación de la Químifobia? En la relevancia de la información: Para un Químico puede ser muy importante el descubrimiento de, por ejemplo, los fulerenos , el año 1985 [3], por sus propiedades y aplicaciones, pero para el resto de la comunidad “no-científica” la relevancia de este descubrimiento es casi nula, pasando casi como una curiosidad, en cambio los desastres tienen un peso mediático gigantesco.

La ciencia ficción también ha ayudado a discriminar a la química como una ciencia peligrosa, ya que la figura del científico loco con bata de laboratorio y matraces humeantes de colores brillantes es todo un clásico, con personajes tales como el Dr. Fu Manchu, el Dr. Jekyll o Griffin en “El hombre invisible”, todos villanos que mediante brebajes, venenos y pociones traman sus objetivos. En la ciencia ficción actual, plagada de superhéroes, antihéroes y villanos, tenemos los accidentes químicos, con Daredevil, Flash, el Joker (más conocido acá como Guasón). También como no nombrar al favorito de muchos: Walter White, profesor de química que por culpa del cáncer comienza a producir metanfetaminas, mata a sus enemigos con compuestos químicos y disuelve cuerpos en ácido. Si lo vemos desde este punto de vista: accidentes, fórmulas que cambian la personalidad, producción de drogas, pérdidas de cordura y afanes de conquista, sumado a lo que se ve en los medios, no es de extrañar que una de las primeras cosas que se nos pregunta a los químicos es si se sabe fabricar bombas o drogas y exista un temor subyacente hacia nuestra profesión.

El último culpable social de la llamada fobia son los más inesperados: los Químicos. La Química como ciencia no llama la atención si no hay lindos cambios de colores, emanaciones de humos, pequeñas

explosiones y combustiones. Existe un excelente artículo publicado en un medio internacional que habla de este fenómeno en el que se explica que la atracción por la química va ligada al espectáculo que puede generar.

La Quimifobia como tal, la mezcla de los estudios (generalmente en jerga científica) más el temor anidado en el ámbito social generan una “mala publicidad”, lo que finalmente hace que se incremente la alarma. No podemos negar que la quimifobia tiene cierta base en la que sostenerse, efectivamente existen compuestos químicos muy nocivos para la salud humana y el medioambiente los cuales fácilmente pueden producir el temido cáncer o directamente la muerte, no obstante estos distan mucho de ser solamente sintéticos, muchos también son naturales. Un ejemplo muy claro es lo ocurrido con la *Aristolochia chilensis*, más conocida como “Oreja de Zorro”, planta que es utilizada en el país como remedio natural para tratar la gota, artritis y otros problemas inflamatorio, sin embargo estudios tanto internacionales como nacionales, han descubierto que los ácidos aristolóquicos, presentes tanto en hojas como en raíces de esta familia de plantas, son un agente genotóxico muy potente, aumentando las probabilidades de generar cáncer aún más que el tabaco y la luz ultravioleta.

Encontrado en: <http://www.colegiodequimicos.cl/articulos/july-12th-20164101860> 18/agosto/2020.

Describe en un mínimo de media cuartilla, una sustancia de origen natural que resulta perjudicial a la vida humana.

Describe en un mínimo de media cuartilla, una sustancia que haya sido creada artificialmente, con todos los beneficios que ha traído a la sociedad.

3 Instrucciones: Lee el artículo “Historia de la química”. En tu computadora o en tu cuaderno has una línea de tiempo con datos de los eventos más relevantes de los descubrimientos químicos. Si no sabes hacer una línea de tiempo puedes investigar.

HISTORIA DE LA QUÍMICA

El principio del dominio de la química (que para unos antropólogos coincide con el principio del hombre moderno) es el dominio del fuego. Hay indicios de que hace más de 500.000 años en tiempos del homo erectus algunas tribus consiguieron este logro que aún hoy es una de las tecnologías más importantes. No sólo daba luz y calor en la noche y ayudaba a protegerse contra los animales salvajes. También permitía la preparación de comida cocida. Esta contenía menos microorganismos patógenos y era más fácilmente digerida. Así bajaba la mortalidad y se mejoraron las condiciones generales de vida.

El fuego también permitía conservar mejor la comida y especialmente la carne y el pescado secándose y ahumándolo.

Desde ese momento hubo una relación intensa entre las cocinas y los primeros laboratorios químicos hasta el punto que la pólvora negra fue descubierta por unos cocineros chinos.

Finalmente era imprescindible para el futuro desarrollo de la metalurgia, la cerámica y el vidrio y la mayoría de los procesos químicos.

El filósofo griego Aristóteles pensaba que las sustancias estaban formadas por cuatro elementos: tierra, aire, agua y fuego. Paralelamente discurría otra corriente paralela, el atomismo, que postulaba que la materia estaba formada de átomos, partículas indivisibles que se podían considerar la unidad mínima de materia. Esta teoría, propuesta por el filósofo griego Demócrito de Abdera no fue popular en la cultura occidental dado el peso de las obras de Aristóteles en Europa. Sin embargo tenía seguidores (entre ellos Lucrecio) y la idea se quedó presente hasta el principio de la edad moderna.

Entre los siglos III a.C. y el siglo XVI d.C la química estaba dominada por la alquimia. El objetivo de investigación más conocido de la alquimia era la búsqueda de la piedra filosofal, un método hipotético capaz de transformar los metales en oro. En la investigación alquímica se desarrollaron nuevos productos químicos y métodos para la separación de elementos químicos. De este modo se fueron asentando los pilares básicos para el desarrollo de una futura química experimental.

La química como tal comienza a desarrollarse entre los siglos XVI y XVII. En esta época se estudió el comportamiento y propiedades de los gases estableciéndose técnicas de medición. Poco a poco fue desarrollándose y refinando el concepto de elemento como una sustancia elemental que no podía descomponerse en otras. También en esta época se desarrolló la teoría del flogisto para explicar los procesos de combustión.

A partir del siglo XVIII la química adquiere definitivamente las características de una ciencia experimental. Se desarrollan métodos de medición cuidadosos que permiten un mejor conocimiento de algunos fenómenos, como el de la combustión de la materia, descubriendo Lavoisier el oxígeno y sentando finalmente los pilares fundamentales de la moderna química.

Después de que se comprendieran los principios de la combustión, otro debate de gran importancia se apoderó de la química. El vitalismo y la distinción esencial entre la materia orgánica e inorgánica. Esta teoría asume que la materia orgánica sólo pudo ser producida por los seres vivos atribuyendo este hecho a una vis vitalis inherente en la propia vida. La base de esta teoría era la dificultad de obtener materia orgánica a partir de precursores inorgánicos.

Este debate fue revolucionado cuando Friedrich Wöhler descubrió accidentalmente como se podía sintetizar la urea a partir de cianato de amonio en 1828 mostrando que la materia orgánica podía crearse de manera química. Sin embargo, aún hoy en día se mantiene la clasificación en química orgánica e

inorgánica, ocupándose la primera esencialmente de los compuestos del carbono y la segunda de los compuestos de los demás elementos

Los motores para el desarrollo de la química orgánica era en el principio la curiosidad sobre los productos presentes en los seres vivos (con probablemente la esperanza de encontrar nuevos fármacos) y la síntesis de los colorantes o tintes. La última surgió tras el descubrimiento de la anilina por Runge y la primera síntesis de un colorante artificial por Perkin.

Luego se añadieron los nuevos materiales como los plásticos, los adhesivos, los cristales líquidos, los fitosanitarios etc.

Hasta la segunda guerra mundial la principal materia prima de la industria química orgánica era el carbón dada la gran importancia de Europa en el desarrollo de esta parte de la ciencia y el hecho que el carbón en Europa no hay grandes yacimientos de alternativas como el petróleo. Con el final de la segunda guerra mundial y el creciente peso de los Estados Unidos en el sector químico la química orgánica clásica se convierte cada vez más en la petroquímica que conocemos hoy en día. Una de las principales razones era la mayor facilidad de transformación y la gran variedad de productos de partida encontradas en el petróleo.

En 1860 los científicos ya habían descubierto más de 60 elementos diferentes y habían determinado su masa atómica. Notaron que algunos elementos tenían propiedades químicas similares por lo cual le dieron un nombre a cada grupo de elementos parecidos. En 1829 el químico J.W. Döbereiner organizó un sistema de clasificación de elementos en el que éstos se agrupaban en grupos de tres denominados triadas. La propiedades químicas de los elementos de una triada eran similares y sus propiedades físicas variaban de manera ordenada con su masa atómica.

Algo más tarde, el químico ruso Dmitri Ivanovich Mendeleev desarrolló una tabla periódica de los elementos según el orden creciente de sus masas atómicas. Colocó los elementos en columnas verticales empezando por los más livianos, cuando llegaba a un elemento que tenía propiedades semejantes a las de otro elemento empezaba otra columna. Al poco tiempo Mendeleev perfeccionó su tabla acomodando los elementos en filas horizontales. Su sistema le permitió predecir con bastante exactitud las propiedades de elementos no descubiertos hasta el momento. El gran parecido del germanio con el elemento previsto por Mendeleev consiguió finalmente la aceptación general de este sistema de ordenación que aún hoy se sigue aplicando.

A lo largo del siglo XIX la química estaba dividida entre los seguidores de la teoría atómica de John Dalton y aquellos que no como Wilhelm Ostwald y Ernst Mach. Los impulsores más decididos de la teoría atómica eran Amedeo Avogadro, Ludwig Boltzmann y otros que consiguieron grandes avances en la comprensión del comportamiento de los gases. La disputa fue finalizada con la explicación del efecto Browniano por Albert Einstein en 1905 y por los experimentos de Jean Perrin al respecto. Mucho antes de que la disputa hubiera sido resuelta muchos investigadores habían trabajado bajo la hipótesis atómica. Svante Arrhenius había investigado la estructura interna de los átomos proponiendo su teoría de la ionización. Su trabajo fue seguido por Ernest Rutherford quien abrió las puertas al desarrollo de los primeros modelos de átomos que desembocaron en el modelo atómico de Niels Bohr. En la actualidad el estudio de la estructura del átomo se considera una rama de la física y no de la química.

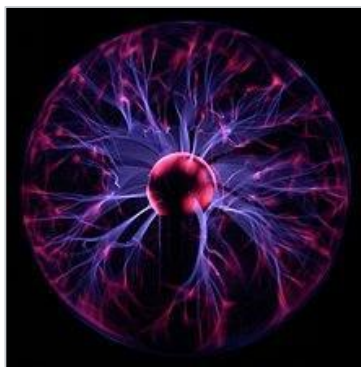
Actividad 2.- Estados de agregación de la materia

1.- Instrucciones: Los estados más comunes, de agregación de la materia, son sólido, líquido y gas, y puedes investigar la explicación científica del comportamiento de partículas, sin embargo, en esta ocasión deberás describir y argumentar, en un mínimo de media cuartilla, cómo es que reconoces un objeto en estado sólido, como reconoces un objeto líquido y de qué manera sabes cuando algo está en estado gaseoso, sin recurrir a las explicaciones científicas.

2.- Instrucciones: Después lee atentamente, las definiciones del "plasma" y el "condensado de Bose-Einstein" y haces un resumen de las explicaciones.

3.- Instrucciones: A continuación, lee el artículo "Los distintos cambios de los estados" y en la computadora o en tu cuaderno dibuja un mapa mental con esa información.

Plasma (estado de la materia)



Una lámpara de plasma



Tormenta eléctrica



Las luces de neón

En física y química, se denomina plasma (del latín *plasma* y del griego πλάσμα ‘formación’) al cuarto estado de agregación de la materia, un estado fluido similar al estado gaseoso pero en el que determinada proporción de sus partículas están cargadas eléctricamente (ionizadas) y no poseen equilibrio electromagnético, por eso son buenos conductores eléctricos y sus partículas responden fuertemente a las interacciones electromagnéticas de largo alcance. En cierta forma y de manera sintética, el plasma se puede caracterizar como un gas ionizado.

El plasma tiene características propias que no se dan en los sólidos, líquidos o gases, por lo que es considerado otro estado de agregación de la materia. Como el gas, el plasma no tiene una forma o volumen definido, a no ser que esté encerrado en un contenedor; pero a diferencia del gas en el que no existen efectos colectivos importantes, el plasma bajo la influencia de un campo magnético puede formar estructuras como filamentos, rayos y capas dobles. Los átomos de este estado se mueven libremente; cuanto más alta es la temperatura más rápido se mueven los átomos en el gas, y en el momento de colisionar la velocidad es tan alta que se produce un desprendimiento de electrones.

Calentar un gas puede ionizar sus moléculas o átomos (reduciendo o incrementando su número de electrones para formar iones), convirtiéndolo en un plasma. La ionización también puede ser inducida por otros medios, como la aplicación de un fuerte campo electromagnético mediante un láser o un generador de microondas, y es acompañado por la disociación de los enlaces covalentes, si están presentes.

El plasma es el estado de agregación más abundante en el Universo, y la mayor parte de la materia visible se encuentra en estado de plasma, la mayoría del cual es el enrarecido plasma intergaláctico (particularmente el centro de intracúmulos) y en las estrellas.

Condensado de Bose-Einstein

En junio de 2020 **científicos de la Estación Espacial Internacional lograron sintetizar el condensado de Bose-Einstein**, llamado quinto estado de agregación de la materia, en condiciones de microgravedad.

Este hito, logrado gracias al trabajo de la NASA y el Instituto de Tecnología de California (Estados Unidos), va a cambiar la forma en la que vemos el universo. Bose y Einstein tenían razón.

Sólido, líquido y gaseoso no son los únicos estados de agregación de la materia. También existe el estado plasmático o de gas ionizado como cuarto estado. E incluso hay otros como el **condensado de Bose-Einstein**, el condensado de Fermi, el supersólido y el plasma quarks-gluones. Si no los conocemos es porque no se producen de forma natural en nuestro entorno.

El condensado de Bose-Einstein (BEC) es un estado de agregación de la materia formado por **bosones superenfriados cercanos al cero absoluto, en el cual buena parte de ellos ocupan el estado cuántico más bajo posible**. Por descontado, esto plantea muchas preguntas para los legos que deben resolverse para entender mínimamente el concepto, porque es complejo.

¿Qué es un bosón?

El bosón es **uno de los dos tipos básicos de partículas elementales** (la otra son los fermiones). Así, un fotón es un tipo de bosón, como también lo es un gluón, lo son los bosones W y Z, lo es el bosón de Higgs y quizá el gravitón (este último es aún hipotético). Podemos pensar en ellos como 'partículas' si nos es más fácil.

¿Qué es el cero absoluto?

Es la **temperatura mínima que puede tomar un objeto en nuestro universo**, siendo inalcanzable en la práctica. Se encuentra en $-273,15^{\circ}\text{C}$ (grados centígrados) o 0 K (grados Kelvin). Por debajo de esa energía no hay nada porque la temperatura es una simplificación de la velocidad de una partícula y no existen velocidades negativas. No se puede estar más quieto que cero.

En **mecánica cuántica** se le llama también energía residual o energía de punto cero.

La palabra 'condensado' hace referencia al enfriamiento de la materia necesario para lograr estas temperaturas cercanas al cero, como cuando la usamos en la condensación de gases en líquidos o la condensación de gases en sólidos.

Los distintos cambios en los estados

Cuando un cuerpo, por acción del calor o del frío pasa de un estado a otro, decimos que ha cambiado de estado. Por ejemplo, en el caso del agua, cuando hace calor, el hielo se derrite y si calentamos agua líquida vemos que se evapora. El resto de las sustancias también puede cambiar de estado si se modifican las condiciones en que se encuentran. Además de la temperatura, también la presión influye en el estado en que se encuentran las sustancias.

Los cambios en la materia son:

Fusión

Si se calienta un sólido, llega un momento en que se transforma en líquido. Este proceso recibe el nombre de **fusión**. El **punto de fusión** es la temperatura que debe alcanzar una sustancia sólida para fundirse. Cada sustancia posee un punto de fusión característico. Por ejemplo, el punto de fusión del agua pura es 0°C a la presión atmosférica normal.

Vaporización

Si calentamos un líquido, se transforma en gas. Este proceso recibe el nombre de **vaporización o evaporación**. Cuando la vaporización tiene lugar en toda la masa de líquido, formándose burbujas de vapor en su interior, se denomina **ebullición**. También la temperatura de ebullición es característica de cada sustancia y se denomina **punto de ebullición**. El punto de ebullición del agua es 100°C a la presión atmosférica normal.

Cristalización

La cristalización o sublimación inversa (regresiva) es el cambio de la materia del estado gaseoso al estado sólido de manera directa, es decir, sin pasar por el estado líquido.

Solidificación

En la solidificación se produce el cambio de estado de la materia de **líquido a sólido**, debido a una disminución en la temperatura. Este proceso es inverso a la fusión. El mejor ejemplo de este cambio es cuando metes al congelador un vaso de agua. Al dejarlo por unas horas ahí el agua se transforma en hielo (líquido a sólido), debido a la baja temperatura.

Sublimación

La **sublimación** o volatilización, es el proceso que consiste en el cambio de estado de la materia **sólida al estado gaseoso** sin pasar por el estado líquido. Al proceso inverso se le denomina sublimación inversa; es decir, el paso directo del estado gaseoso al estado sólido. Un ejemplo clásico de sustancia capaz de sublimarse es el hielo seco.

Condensación

La condensación, es el cambio de estado que se produce en una sustancia al pasar del estado gaseoso al estado líquido. La temperatura a la que ocurre esta transformación se llama punto de condensación.

Actividad 3

Título: Mezclas

1.- Instrucciones:

- Lee las definiciones de mezclas.
- Analiza el Artículo “¿Qué es una Mezcla?”.
- Realiza en la computadora o en tu cuaderno un mapa mental de la clasificación de mezclas, utilizando imágenes del internet o recortadas de revistas recicladas.
- Investiga si las siguientes sustancias son mezclas homogéneas o heterogéneas: Aceite de cocina, concreto, latón, mármol, sopa de pasta, mayonesa, aire, refresco.
- En tu la computadora con imágenes de internet o en tu cuaderno con recortes de revistas realiza un collage, de mezclas homogéneas y otro de mezclas heterogéneas, en distintas hojas.

Mezclas

Las mezclas son combinaciones físicas de sustancias puras, las cuales tienen composición variable, su separación se puede realizar mediante procedimientos sencillos. Podemos decir que las mezclas son un sistema químico formado por la interacción de dos o más sustancias puras que no se unen químicamente. Por ejemplo, el azúcar y el agua pueden mezclarse en proporciones variables; es decir, el azúcar puede disolverse en el agua en diversas cantidades para dar muchas mezclas de composiciones variadas.

Mezcla homogénea

Para su estudio, las mezclas se dividen en homogéneas y heterogéneas. Una mezcla homogénea es aquella que tiene una composición uniforme y no se distinguen sus componentes como el aire (mezcla homogénea de gases), una amalgama (mezcla de mercurio con otro metal) o una cucharada de azúcar disuelta en agua.

Mezcla heterogénea

El otro tipo de mezcla, la heterogénea, es aquella en la que no hay composición uniforme y se pueden distinguir los componentes que la conforman, por ejemplo el mármol o una mezcla de arena y agua.

Las mezclas pueden identificarse porque algunas tienen nombre, pero no poseen fórmula química. Es importante mencionar que en la naturaleza, la materia existe generalmente como mezclas.

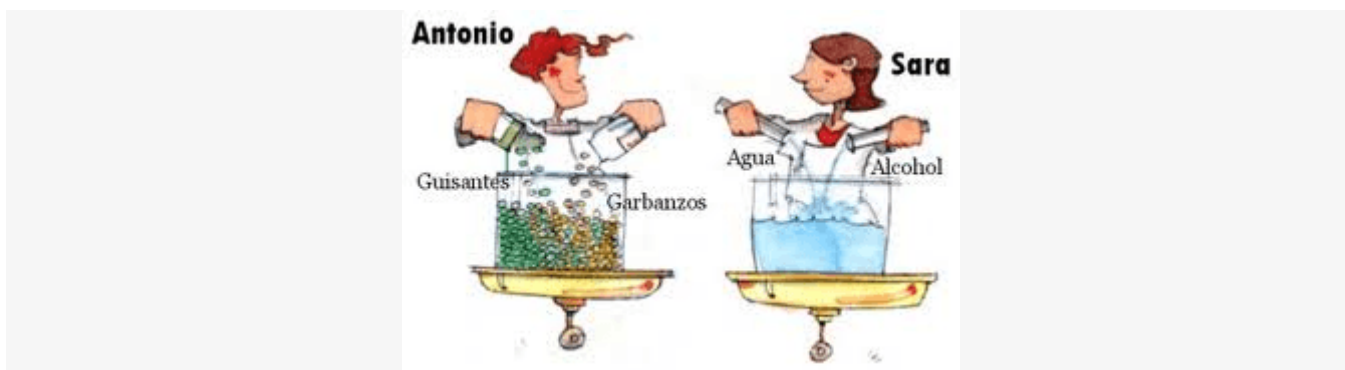
¿Qué es una Mezcla?

Una mezcla es una sustancia que está formada por varios componentes (dos o más), que no pierden sus propiedades y características por el hecho de mezclarse ya que no se produce una reacción química entre ellos. ejemplos de mezclas pueden ser una ensalada, agua salada (agua y sal), azúcar y sal, etc. Tenemos dos tipos de mezclas diferentes.

Tipos de Mezclas - Mezclas homogéneas : Aquellas mezclas que sus componentes no se pueden diferenciar a simple vista. Las mezclas homogéneas de líquidos se conocen con el nombre de disoluciones y están constituidas por un soluto y un disolvente, siendo el primero el que se encuentra en menor proporción y además suele ser el líquido. Por ejemplo, el agua mezclada con sales minerales o con azúcar, el agua sería el disolvente y el azúcar el soluto.

- Mezclas Heterogéneas :

Aquellas mezclas en las que sus componentes se pueden diferenciar a simple vista.



En este dibujo Antonio crea una mezcla heterogénea con guisantes y garbanzos y Sara una mezcla homogénea con agua y alcohol. Ojo, en ninguna de las dos mezclas hay una reacción química entre un componente y otro, en la mezcla siempre habrá los mismo componentes, guisantes y garbanzos en un caso y agua y alcohol en el otro.

Si los componentes hubieran reaccionado entre sí para dar otro diferente ya no sería una mezcla, sería un compuesto químico. Veamos un ejemplo. Cuando dejamos un trozo de hierro al aire, el oxígeno del aire oxida el hierro convirtiéndolo en otra sustancia (óxido de hierro). El aire y el hierro al reaccionar se convierten en óxido de hierro, este no es una mezcla, al reaccionar los componentes, el resultado, el óxido de hierro, se dice que es un compuesto químico, ya que los componentes después de juntarlos han cambiado. El hierro y el oxígeno se han convertido en óxido de hierro.

Otro compuesto químico será el agua. Sabemos que el agua es H_2O . Al mezclar dos átomos de hidrógeno con una de oxígeno, si reaccionan forman un compuesto químico llamado Agua (H_2O).

ELEMENTOS MEZCLAS Y COMPUESTOS



VARIOS ELEMENTO FORMAN UNA MEZCLA O UN COMPUESTO

MEZCLA HETEROGÉNEA



Sus Componentes Se Ven a Simple Vista
Y No Reacciona al Mezclarlos

MEZCLA HOMOGÉNEA



Sus Componentes NO Se Ven a Simple Vista
Y No Reacciona al Mezclarlos

COMPUESTO QUÍMICO



Sus Componentes Reacciona y forman
otro Componente Diferente

Aquí nos centraremos en estudiar las mezclas. Vamos a ver ahora dos tipos de mezclas muy habituales y conocidas.

El chocolate es una mezcla homogénea porque aunque parezca un solo producto por la parte de atrás del envoltorio te habrás fijado que vienen los componentes (leche, cacao, grasa, etc.), por lo tanto son varios componentes y no se diferencian unos de otros en la mezcla. ¿Qué tipo de mezcla es....? Pues sí, es una mezcla homogénea.



Una roca que tenga varios componentes, como por ejemplo el gneis y además se distingan a simple vista, será heterogénea.

Hay un tipo de mezclas que en química se suelen llamar disoluciones. Cuando en una mezcla homogénea uno de los dos componentes es líquido, normalmente agua, a esta mezcla homogénea es a lo que se le suele llamar disolución. Las disoluciones químicas suelen estar en estado líquido. Se le suele llamar soluto a la parte sólida y solvente a la parte líquida de la mezcla.

2.- Instrucciones: Analiza atentamente el artículo "Suspensiones, coloides y soluciones".

Busca **en tu casa** tres ejemplos de cada uno de los tipos de mezclas homogéneas.

En la computadora has un dibujo, o pega una foto o un recorte o puedes hacerlo en tu cuaderno, de estas mezclas.

En cada caso argumenta las características por las cuales las acomodas en el tipo de mezcla en que consideramos para su clasificación.

Disoluciones, Coloides y Suspensiones:

Es importante distinguir las Disoluciones, Suspensiones y Coloides ya que es fácil confundirlos:

Disoluciones: son mezclas homogéneas formadas por sustancias cuyas partículas se dispersan y entremezclan a nivel atómico o iónico. Son disoluciones las siguientes mezclas: sal en agua, alcohol etílico en agua, gases que forman el aire, metales que forman una aleación...

Las Disoluciones constan de disolventes y solutos:

Disolvente: es la sustancia que está presente en mayor cantidad

Soluto: está presente en menor cantidad y se dice que está disuelta en la anterior.

El principal mecanismo de disolución es la separación del soluto en sus iones por la acción de un disolvente polar. Por ejemplo la sal (NaCl) se disuelve en el agua separándose en sus iones (Na⁺) y (Cl⁻).

Propiedades de las Disoluciones:

Una Disolución es una Mezcla Homogénea, es decir, presentan una composición y propiedades constantes a lo largo de toda su extensión (concentración, densidad, etc.)

Las sustancias que forman parte de la disolución no reaccionan entre sí.

Las partículas que forman una disolución son del tamaño de uno o pocos átomos.

Las disoluciones líquidas son translúcidas dejando pasar la luz sin obstáculos.

No producen sedimentación.

Las sustancias que forman una disolución no se pueden separar por filtración ni por centrifugación. Para separarlos es preciso emplear otros métodos como la destilación o la cristalización.

El volumen de la disolución es diferente al de la suma del volumen del soluto y del disolvente.

Concentración de las Disoluciones:

La concentración de soluto en solvente de las disoluciones se puede medir mediante diferentes magnitudes. A continuación se describen las más utilizadas:

% Peso a Peso (%P/P) = (peso del soluto / peso de la disolución) · 100

% Vol. a Vol. (%V/V) = (gramos de soluto / ml de la solución) · 100

Fracción molar = (moles soluto / moles soluto + solvente)

Molaridad (M) = (moles soluto / litros de solución)

Molalidad (m) = (moles soluto / masa de solvente en kg)

Normalidad (N) = (nº de Equivalentes / litros de disolución)

Formalidad (F) = (nº de peso-fórmula-gramo o Masa Molecular / litros de disolución)

Partes por millón (ppm) = unidades de sustancia que hay por cada millón de unidades del conjunto.

Tipos de Disoluciones:

Disoluciones según su Estado de Agregación:

Disoluciones Sólidas: el disolvente se encuentra en estado sólido

Aleaciones: son disoluciones de varios metales sólidos:

Acero: disolución de hierro y carbono en proporción inferior al 2% de este último

Acero inoxidable: disolución compuesta principalmente de hierro, cromo y carbono

Bronce: disolución de cobre y estaño

Amalgamas: son disoluciones de mercurio (líquido) con metales (sólidos) como por ejemplo la amalgama del oro con el mercurio

Gases en sólidos: determinados metales (sólidos) permiten disolver hidrógeno (gas) como por ejemplo el Paladio

Disoluciones Líquidas: el disolvente se encuentra en estado líquido

Sólido disuelto en líquido: son las más frecuentes como por ejemplo

Disolución de sal en agua

Disolución de azúcar en agua

Líquido disuelto en líquido: también son muy frecuentes

Petróleo: disolución de varios hidrocarburos líquidos

Bebida alcohólica: es una disolución de alcohol etílico en agua

Gas disuelto en líquido: oxígeno disuelto en el agua del mar (respiración)

Disoluciones Gaseosas: el disolvente se encuentra en estado gaseoso

Sólido disuelto en gas: son poco frecuentes. Por ejemplo el yodo disuelto en nitrógeno

Líquido disuelto en gas: como por ejemplo la humedad o vapor de agua presente en el aire

Gas disuelto en gas: por ejemplo el aire es una disolución de Nitrógeno, Oxígeno, Argón, Dióxido de Carbono y otros gases

Disoluciones según su Concentración:

Disoluciones Empíricas (o Cualitativas): se clasifican según la proporción de soluto y disolvente:

Disoluciones Diluidas y Saturadas:

Diluidas: el soluto está presente en pequeñas cantidades

Concentradas: existe una concentración considerable de soluto en disolvente

Disoluciones Insaturadas, Saturadas y Sobresaturadas:

Saturadas: el soluto está en la concentración más alta posible a una temperatura determinada

Insaturadas: es posible disolver más soluto en el disolvente

Sobresaturadas: contiene más soluto del que es capaz de disolver el disolvente, por lo tanto parte del soluto se precipita

Disoluciones Valoradas (o Cuantitativas): tienen en cuenta las cantidades exactas tanto del soluto como el disolvente. Tipos: Porcentual, Molar, Molal, Normal

Ejemplos de Disoluciones:

Oxígeno en agua: en el agua de mar por ejemplo está presente el oxígeno disuelto, gracias a lo cual la fauna marina puede respirar

Azúcar en agua

Alcohol etílico en agua

Aire: el aire es una disolución de varios gases como el nitrógeno, oxígeno, argón, etc.

Dióxido de Carbono en agua: por ejemplo en las bebidas gaseosas

Latón: es una disolución sólida (aleación) de cobre y cinc

Oro blanco: es una disolución sólida (aleación) de oro y otro metal como plata o níquel

Ácido clorhídrico en agua: forman una disolución ácida

Hidróxido de sodio en agua: forman una disolución básica

Petróleo: es una disolución de multitud de hidrocarburos (alcanos, alquenos, cicloalcanos, aromáticos, etc.)

Hidrógeno en Paladio: este metal es capaz de disolver el gas hidrógeno

Mercurio en Plata: es una disolución de líquido en sólido que se denomina amalgama

Coloides: es una dispersión de partículas de tamaño inferior a 1 micra formada por una fase fluida y una fase dispersa. Ejemplos de coloides: Polvo flotando en el aire, humo de combustión, niebla, aerosol, espuma de cerveza, espuma de afeitado, nata, piedra pómez, leche...

Un Coloide, Solución Coloidal, Dispersión Coloidal o Sustancia Coloidal es una Mezcla formada por partículas microscópicas en estado sólido (fase dispersa) que están dispersas en una sustancia (fase fluida o dispersor).

Algunos coloides se pueden identificar fácilmente al hacer pasar luz a través de ellos. Se observará un haz de luz que no es otra cosa que el reflejo de la luz en las partículas del coloide (por ejemplo en el cine la luz del proyector se refleja en las partículas de polvo de la sala).

La separación de las sustancias de un coloide no es sencilla y hay que recurrir a métodos como a la coagulación. De hecho, etimológicamente "Coloide" proviene del griego "kolas" que significa "pegarse" en referencia a que las partículas del coloide son difíciles de separar de la fase fluida.

Ejemplos de Coloides:

Polvo flotando en el aire → fase fluida: aire, fase dispersa: polvo

Humo → fase fluida: aire, fase dispersa: partículas sólidas producto de la combustión

Niebla → fase fluida: aire, fase dispersa: gotas de agua microscópicas

Aerosol → fase fluida: aire, fase dispersa: gotas de líquido pulverizadas

Espuma de cerveza → fase fluida: líquido de la cerveza, fase dispersa: burbujas de aire microscópicas

Espuma de afeitado → fase fluida: líquido de afeitado, fase dispersa: burbujas de aire microscópicas

Nata → fase fluida: leche cuajada, fase dispersa: burbujas de aire microscópicas

Piedra pómez → fase fluida: roca sólida, fase dispersa: burbujas de aire microscópicas

Leche → fase fluida: agua, fase dispersa: grasa, proteínas, minerales, glúcidos...

Gelatina → fase fluida: colágeno, fase dispersa: partículas de agua y minerales

Polvo flotando en el aire → fase fluida: aire, fase dispersa: polvo

Queso → fase fluida: cuajo de la leche, fase dispersa: agua

Tinta → fase fluida: agua, fase dispersa: pigmentos sólidos

Rotulador o Plumón → fase fluida: alcohol, fase dispersa: pigmentos sólidos

Rubí → fase fluida: óxido de aluminio, fase dispersa: partículas de hierro o cromo

Sangre → fase fluida: agua, fase dispersa: plasma sanguíneo

Jugo de frutas → fase fluida: agua, fase dispersa: partículas de fibra, hidratos, vitaminas...

Arcilla, Vidrios coloreados, Insecticidas, Cemento, Merengue, Goma espuma, Mantequilla, Helados, Pasta de dientes, Detergente, Jabón, Lodo, Agua coloreada, Crema batida, Nubes, Orina, Jaleas, Lubricante, Adhesivos, Perlas, Tejido óseo, Mayonesa, Gominola...

Suspensiones: son mezclas heterogéneas formadas por partículas de tamaño superior a 1 micra que se encuentran suspendidas en un medio sin ser solubles. Ejemplos de suspensiones: Jugo de frutas, agua turbia de los ríos que sedimenta a su desembocadura...

Las suspensiones se diferencian de los Coloides en el tamaño de las partículas (las partículas de los coloides son inferiores a 1 micra). Además, las suspensiones dificultan notablemente el paso de la luz pudiendo llegar a ser opacas.

Para evitar que las partículas se agreguen y se mantengan en suspensión se suelen emplear tensioactivos o agentes dispersantes como en el caso de las Emulsiones.

En una Suspensión, las sustancias que la forman se pueden separar por varios métodos como: decantación, filtración, centrifugación o evaporación.

Ejemplos de Suspensiones:

Jugo de frutas: se puede separar por decantación (si se deja un tiempo se observa como la pulpa de la fruta se deposita en el fondo) o por filtración con un colador

Agua turbia de los ríos: los sedimentos se acaban depositando a su desembocadura por decantación

Ceniza en una erupción volcánica: se separa del aire por decantación

Harina suspendida en agua: se separa por decantación o por un filtro fino

Medicamentos en sobre: se deben agitar para que no se depositen en el fondo del vaso

Maquillaje en polvo: mezcla de varias sustancias diferentes en polvo

Cremas exfoliantes: mezcla formada por pequeños granos sólidos suspendidos en una crema
Acuarela: el papel actúa como un filtro donde se depositan las partículas de color

encontrado en: <https://www.quimicas.net/2015/10/ejemplos-de-mezclas.html> 31/agosto/2020.

3. Instrucciones: Después de leer el texto “tipos de energía”, relaciona ambas columnas, uniendo mediante líneas la imagen con el tipo de energía.

TIPOS DE ENERGÍA

La energía se puede presentar de diversas formas. Estas formas se pueden transformar las unas en las otras. Es el principio de conservación de la energía.

Existen diferentes maneras de clasificar los diferentes tipos de energía. Los principales tipos son los siguientes:

- Energía nuclear. Se obtiene a partir de la energía contenida dentro de los núcleos de los átomos.
- Energía mecánica. Incluye dos tipos de energía: la potencial y la cinética. Depende de la posición y la velocidad de un cuerpo.
- Termodinámica. Este tipo hace referencia a la energía interna de un sistema termodinámico.
- Electromagnética.
- Energía eléctrica. Relacionada con el movimiento de los electrones en un conductor.
- Magnética. La energía magnética es la energía que se genera en un campo magnético.
- Sonora. La energía sonora está relacionada con el sonido y su propagación por ondas.
- Química. Se encuentra almacenada en los enlaces de los compuestos químicos.

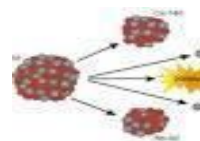
Existen diferentes tipos de energía en función de sus efectos y también de su origen.

Dependiendo del origen de las fuentes de energía distinguimos los siguientes tipos:

- Energías renovables. Su fuente energética es ilimitada. Por ejemplo la energía eólica o la energía solar.
- Energías no renovables. Fuente energética limitada. Carbón, petróleo, gas natural, etc.

Une mediante líneas, el tipo de Energía con la imagen correspondiente

Eólica



Calorífica



Hidráulica



Atómica



Radiante



Eléctrica



Química



Solar



Actividad 4

Título: Modelos atómicos

1.- Instrucciones: Lee atentamente el artículo "Modelos atómicos".

Los modelos atómicos son tridimensionales, por lo tanto: Escoge un modelo atómico para realizar una maqueta con materiales reciclados (es decir, sin que tengas que comprar nada), toma fotografías, de tu maqueta e insertarlas en un archivo con hoja de presentación, o agrégalos a tu cuaderno y agrega una breve explicación de lo que estas representando en la maqueta.

Modelos Atómicos

¿Qué son los Modelos Atómicos?

Los Modelos Atómicos son representaciones del átomo para intentar dar una explicación de su estructura.

De un modelo planteado, se deducen sus propiedades, que luego deberán corroborarse experimentalmente.

Si esas propiedades se confirman, el Modelo Atómico podrá tener validez, de lo contrario deberá ser descartado y plantear uno nuevo.

¿Por qué hay diferentes Modelos Atómicos?

La materia está compuesta por partículas muy pequeñas a las que llamamos átomos. Al tratarse de partículas tan pequeñas, hace muchos años, era muy difícil poder explicar cómo estaban formados.

Los científicos trataban de explicar, con las herramientas que disponían, cuál era la estructura del átomo. A través del tiempo, se fueron planteando diferentes Modelos Atómicos que llevan el nombre del científico que lo ideó.



DALTON
[1803]



THOMSON
[1904]
Cargas positivas
y negativas



RUTHERFORD
[1911]
El núcleo



BOHR
[1913]
Niveles de
energía



SCHRÖDINGER
[1926]
Nube de
electrones

Estos Modelos Atómicos se fueron descartando, mejorando y planteando nuevos, hasta llegar al Modelo Atómico actual.

Aquí te explicaremos la evolución histórica de los Modelos Atómicos, las características de cada uno de ellos.

¿Cuántos Modelos Atómicos hay?

Los Modelos Atómicos más destacados y trascendentes, hasta la fecha, son 8 (ocho).

- Modelo atómico de Demócrito. 450 a. C
- Modelo atómico de Dalton. Entre 1803 y 1807.
- Modelo atómico de Lewis. Entre 1902 y 1919.
- Modelo atómico de Thomson. 1906.
- Modelo atómico de Rutherford. 1911.
- Modelo atómico de Bohr. 1913.
- Modelo atómico de Sommerfeld. 1916
- Modelo atómico de Schrödinger. 1926

Ahora veamos en detalle cada uno de estos tipos de Modelos Atómicos, con sus postulados y sus insuficiencias.

Modelo Atómico de Demócrito

Demócrito, un filósofo griego, aproximadamente en el 450 a.C., desarrolló la “teoría atómica del universo”, que fue concebida por su mentor, el filósofo Leucipo.

Esta teoría, no se apoya en resultados experimentales sino que se desarrolla mediante razonamientos lógicos, por ser una teoría filosófica.

El Modelo Atómico de Demócrito tiene los siguiente enunciados:

- Los átomos son eternos, indivisibles, homogéneos, incompresibles e invisibles.
- Los átomos se diferencian solo en forma y tamaño, pero no por cualidades internas.
- Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.

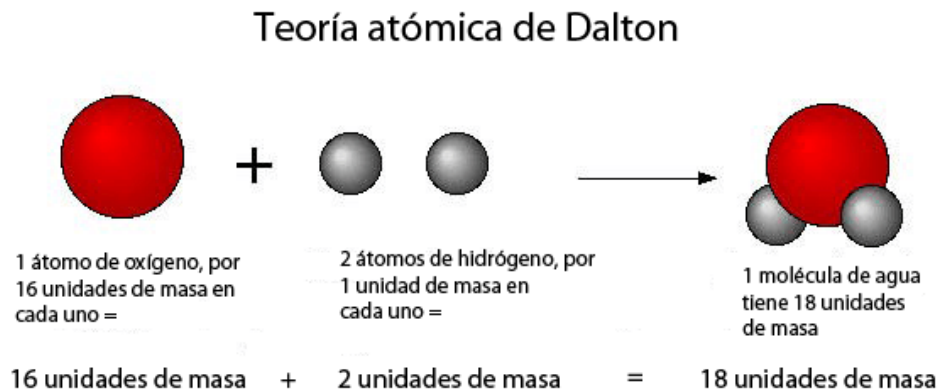
Además, afirma que toda la materia es una mezcla de elementos originarios que poseen las características de inmutabilidad y eternidad, concebidos como entidades infinitamente pequeñas y, por tanto, imperceptibles para los sentidos, a las que Demócrito llamó átomos, que en griego significa “indivisible”.

Modelo Atómico de Dalton

Fue desarrollado a principios de 1800 (se estima, entre 1803 y 1807) por el científico británico John Dalton. Fue el primer modelo atómico con bases científicas. A su modelo atómico Dalton lo llamó “Teoría Atómica”).

El Modelo Atómico de Dalton tiene los siguientes enunciados:

- La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen la misma masa e iguales propiedades. Los átomos de diferentes elementos tienen masa diferente. Comparando la masa de los elementos con la del hidrógeno tomado como unidad, propuso el concepto de peso atómico relativo.
- Los átomos permanecen sin división, aún cuando se combinan en las reacciones químicas.
- Los átomos, al combinarse para formar compuestos, guardan relaciones simples de números enteros y pequeños.
- Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.
 - Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos.



Más adelante se encontraron insuficiencias al modelo atómico de Dalton:

- Los átomos están formados por partículas subatómicas y son divisibles.
- Existen átomos del mismo elemento con diferentes masas (Isótopos).
- Existen moléculas formadas por 2 o más átomos del mismo elemento (Por ejemplo O₂; H₂, etc).
- Este modelo no explica la regularidad de la Tabla periódica desarrollada por Mendeleiev en 1869.

Modelo Atómico de Lewis: Modelo atómico cúbico

Esta teoría se desarrolló en 1902 por G. Lewis, pero fue publicada en 1916 en el artículo «The Atom and the Molecule» (*El átomo y la molécula*).

El modelo atómico de Lewis representa al átomo como un cubo, donde los electrones están colocados en cada uno de los 8 vértices de ese cubo.

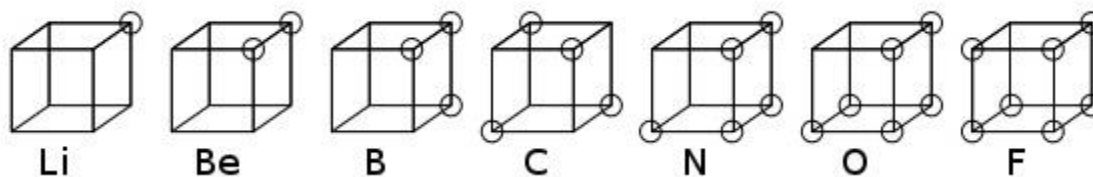


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico Cúbico de Lewis. Se representan los elementos del período de la tabla periódica. Los electrones son los círculos dibujados en los vértices de cada cubo.

El Modelo Atómico Cúbico representó un paso importante hacia el entendimiento del enlace químico, ya que introdujo el concepto de "valencia de un átomo", es decir, la cantidad de electrones en el último nivel de energía del átomo que se pondrán en juego en un enlace químico.

El artículo de 1916 de Lewis también introdujo:

- . El concepto del par de electrones en el Enlace Covalente.
- . La regla del octeto.
- . La Estructura de Lewis.

El modelo del átomo cúbico se abandonó pronto y es, por tanto, sólo de interés histórico.

Modelo Atómico de Thomson (o Pudín de Pasas)

Fue desarrollado en 1906 por el científico británico Joseph John "J.J." Thomson, quien unos años antes había descubierto el electrón.

En este modelo, el átomo está compuesto por electrones de carga negativa en un átomo de carga positiva. Los electrones se hallan incrustados en este al igual que las pasas de un pudín (o budín). Por esta analogía también se lo denomina "Modelo del pudín de pasas".

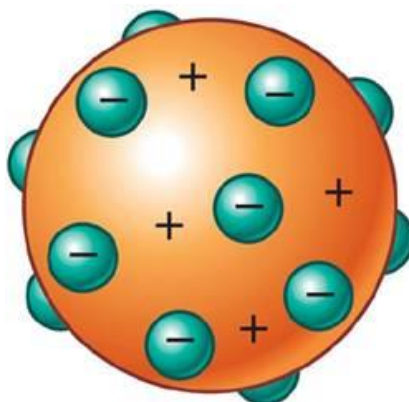


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico de Thomson. *Los electrones son las cargas negativas en color verde, incrustadas en una estructura con carga positiva en color naranja.*

Los electrones se distribuyen uniformemente en el interior del átomo, suspendidos en una nube de carga positiva. El átomo se considera como una esfera con carga positiva con electrones repartidos como pequeños gránulos.

La herramienta principal con la que contó Thomson para su modelo atómico fue la electricidad.

Insuficiencias del modelo atómico de Thomson:

- Hace predicciones incorrectas sobre la distribución de las cargas dentro de los átomos.
- Tampoco explica la regularidad de la Tabla periódica que había sido desarrollada por Mendeleiev en 1869

Modelo atómico de Rutherford (o Modelo Planetario)

Este modelo fue propuesto en 1911 por el químico y físico británico-neozelandés Ernest Rutherford. Este científico había desarrollado un experimento denominado "experimento de la lámina de oro" el cual le permitió enunciar el modelo atómico.

Fue el primer modelo en separar al átomo en dos zonas: núcleo y corteza. A partir de aquí, se empezaron a estudiar por separado.

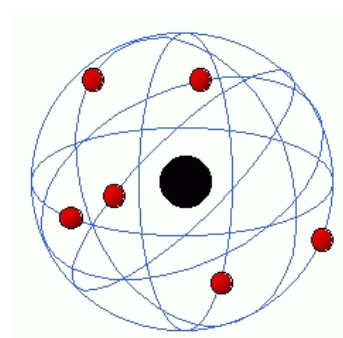


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico de Rutherford. *Los electrones están representados por las esferas de color rojo, que se encuentran girando en órbitas circulares alrededor del núcleo (esfera negra)*

Según el Modelo Atómico de Rutherford:

- El átomo consta de un núcleo central donde se concentra la carga positiva y casi toda la masa. Este núcleo es muy pequeño comparado con el tamaño total.
- El átomo posee electrones, de carga negativa que se sitúan en la corteza, describiendo órbitas circulares y girando a gran velocidad, como un sistema planetario.

- La suma de las cargas negativas de los electrones debe ser igual a la carga positiva del núcleo, siempre que el átomo sea neutro.

Insuficiencias del modelo atómico de Rutherford:

- Contradice la teoría electromagnética clásica: Según esta teoría, toda carga acelerada (el electrón en órbita lo es por tener aceleración centrípeta), debe irradiar energía continuamente en forma de ondas electromagnéticas. De acuerdo con el principio de conservación de la energía, la velocidad del electrón debería disminuir y caer en espiral hacia el núcleo. Esto no ocurre.
- No permite explicar los espectros de emisión de los elementos.

Modelo atómico de Bohr

Fue postulado en 1913 por el físico danés Niels Bohr. Puede considerarse transicional ya que se ubica entre la mecánica clásica y la cuántica. Incorpora ideas tomadas del efecto fotoeléctrico, explicado por Einstein.

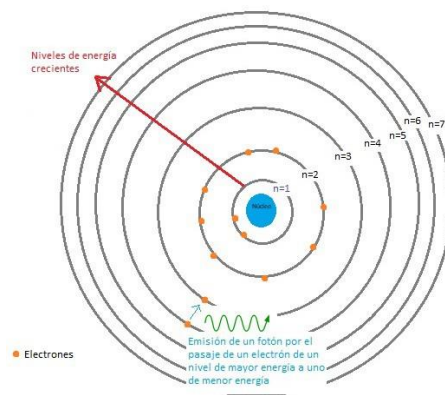


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico de Bohr.

El núcleo atómico está representado de color celeste, los electrones con color naranja. Los círculos alrededor del núcleo son las órbitas en las que giran los electrones. Cada una de esas órbitas se corresponde con un número cuántico principal (n) que puede tomar valores enteros positivos del 1 al 7. Además está representada la energía emitida en forma de fotón por un electrón que pasa de un nivel de mayor a uno de menor energía.

A partir de la idea de que en un átomo los electrones giran alrededor del núcleo, Bohr propuso 5 postulados:

1. El electrón sólo puede moverse a cierta distancia (radio) del núcleo, lo que determina una órbita o nivel de energía (también se lo llama capa). Una órbita es una trayectoria circular bien definida alrededor del núcleo.
2. Mientras se encuentre en una órbita, el electrón no libera ni absorbe energía; por esto se conoce a las órbitas como estacionarias (o permitidas). En una órbita, la energía permanece constante.

3. Cuando se le entrega energía a un átomo, el electrón puede absorberla y pasar a una órbita de mayor radio y mayor energía. En este caso, se dice que el electrón está en estado excitado. Cuando los electrones de un átomo no están excitados, el átomo se encuentra en estado fundamental.
4. Cuando un electrón pasa de una órbita más alejada del núcleo a otra más cercana entonces libera o emite energía en forma de fotón (una cantidad pequeña y determinada de energía).
5. Para pasar de una órbita a otra, el electrón debe absorber o emitir una cantidad de energía igual a la diferencia de energía entre un nivel y el otro (esto es porque la energía no se destruye, sino que se transforma). Si pasa de un nivel inicial (con una cantidad de energía E_i) a otro final (con otra cantidad de energía E_f), la diferencia (ΔE) se calcula como $\Delta E = E_f - E_i$. El electrón sólo puede hallarse en alguna de las órbitas y no en los espacios entre ellas. A las órbitas se las designa con el número cuántico n , que toma los valores: 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7. Cuanto más alejada del núcleo, más energía tiene la órbita. El valor de ΔE entre dos capas sucesivas (entre 2 y 1; entre 3 y 2; entre 4 y 3; etc.) es cada vez menor, ya que la separación entre las órbitas es cada vez menor.

Insuficiencias del modelo atómico de Bohr:

En los espectros realizados para átomos de elementos que no fueran Hidrógeno, se observa que electrones de un mismo nivel energético tienen distinta energía, mostrando un error en lo propuesto. Más tarde se descubrirán los subniveles energéticos.

Modelo atómico de Sommerfeld

Fue desarrollado en 1916 por el físico alemán Arnold Sommerfeld, basándose en la teoría de la relatividad de Albert Einstein, por lo que se dice que es un modelo atómico relativista.

Hizo modificaciones al modelo de Bohr. Aún así, sigue siendo válido para el átomo de Hidrógeno, pero al tratar de explicar el comportamiento de átomos de otros elementos, presenta insuficiencias.

El modelo atómico de Sommerfeld postula que:

- Los electrones se mueven alrededor del núcleo, en órbitas circulares o elípticas.
- A partir del segundo nivel energético existen dos o más subniveles en el mismo nivel.
- El electrón es una corriente eléctrica minúscula.
- El núcleo atómico, al igual que los electrones, se mueven alrededor de un centro de masas del sistema. Ese centro de masa estará muy cercano al núcleo ya que su masa es muy superior a la masa de los electrones. Esta modificación la introdujo para justificar los valores de frecuencias halladas experimentalmente (en relación a las calculadas teóricamente).

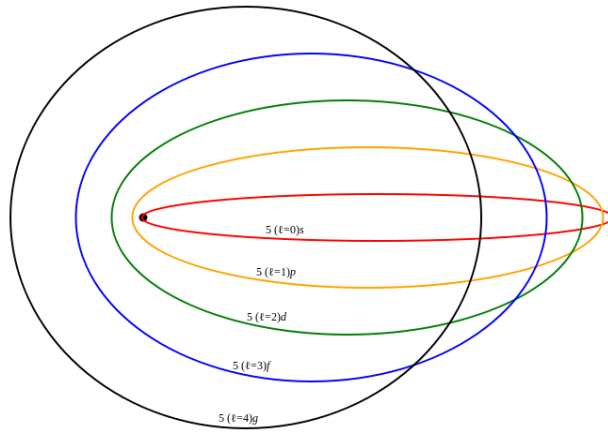


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico de Sommerfeld. *Cada una de las órbitas circulares o elípticas están representadas con un color diferente. En esas órbitas se mueven los electrones.*

Si comparamos el modelo atómico de Sommerfeld con el de Bohr, observamos dos modificaciones básicas:

- El modelo de Sommerfeld plantea órbitas casi elípticas para los electrones. En el modelo de Bohr los electrones sólo giraban en órbitas circulares. Esto introdujo un nuevo número cuántico: Número cuántico azimutal (l) que describe la forma de los orbitales.
- El modelo atómico de Sommerfeld postula velocidades relativistas.

Modelo atómico de Schrödinger

Fue desarrollado en 1926 por el físico y filósofo austriaco Erwin Rudolf Josef Alexander Schrödinger. Es un modelo cuántico no relativista.

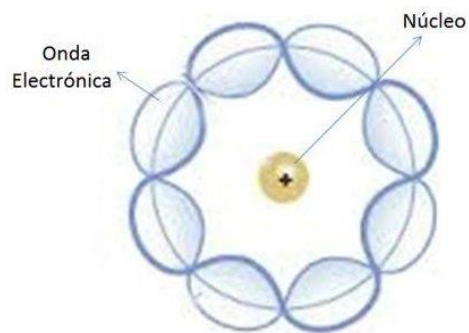


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico de Schrödinger

Insuficiencias del modelo atómico de Schrödinger:

Si bien el modelo de Schrödinger describe adecuadamente la estructura electrónica de los átomos, resulta incompleto en otros aspectos:

- En su formulación original (más tarde sufrió modificaciones) no tiene en cuenta el espín de los electrones.
- Ignora los efectos relativistas de los electrones rápidos.
- No explica por qué un electrón en un estado cuántico excitado decae hacia un nivel inferior si existe alguno libre.

Características del Modelo atómico de Schrödinger:

- Describe el movimiento de los electrones como ondas estacionarias.
- Postula que los electrones se mueven constantemente, es decir, no tienen una posición fija o definida dentro del átomo.
- Establece una zona de probabilidad para ubicar al electrón, no predice la ubicación del electrón.
- Las áreas de probabilidad donde se hallaría el electrón se denominan orbitales atómicos. Los orbitales describen un movimiento de traslación alrededor del núcleo del átomo.
- Estos orbitales atómicos tienen diferentes niveles y subniveles de energía, y pueden definirse entre nubes de electrones.
- El modelo no contempla la estabilidad del núcleo, sólo se remite a explicar la mecánica cuántica asociada al movimiento de los electrones dentro del átomo.

¿Cuál es el modelo atómico actual?

Modelo atómico Actual o Modelo Orbital

Este modelo atómico se desarrolló en la década de 1920, como resultado del aporte de conocimientos de muchos científicos, entre ellos Broglie, Einstein, Bohr, Schrödinger, Heisenberg. Está basado en la mecánica cuántica ondulatoria, la cual está fundamentada en los números cuánticos. Los números cuánticos son 4 : n , l , m , s . Sirven para describir cada uno de los electrones de un átomo. Cabe destacar que, para los electrones de un mismo átomo, la combinación de estos 4 números nunca es la misma. En esta teoría se afirma que:

- En los átomos, los electrones están distribuidos en niveles de energía estacionaria o fija.
- Los electrones se mueven alrededor del núcleo sin perder ni ganar energía y sólo lo hacen cuando pasan de un nivel a otro.
- Un nivel de energía está formado por igual número de subniveles.
- Un subnivel de energía consta de uno o más orbitales o nubes electrónicas.
- Un orbital o nube electrónica se llena con dos electrones con rotación contraria, es decir, distinto número de spin (número cuántico s).

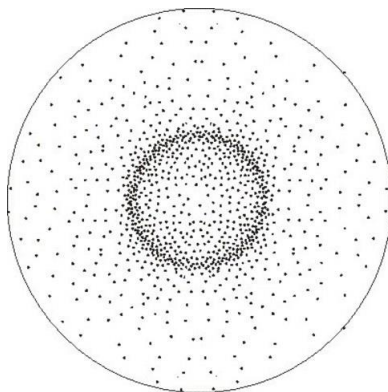


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico Actual

El gráfico representa una superposición de fotos de un átomo, en la que en cada una de ellas se captó la posición del electrón presente en ese orbital. Los electrones están representados por los puntos negros. La zona donde hay mayor cantidad de puntos negros es la zona de mayor probabilidad de encontrar al electrón, es decir, el orbital. Al ser esférico se trata de un orbital s.

Referencias:

1. Angelini, María del Carmen (2010): *Temas de química general*. Buenos Aires: Eudeba.
2. "Resumen modelo atómico actual" disponible en: <https://es.scribd.com/document/338785430/Modelo-Atomico-Actual-o-Moderno>
3. "Insuficiencias de los modelos atómicos de Bohr y Sommerfeld" disponible en: <http://studylib.es/doc/256450/insuficiencia-de-los-modelos-atomicos-de-bohr-y-sommerfeld>
4. "Modelos atómicos" https://es.wikipedia.org/wiki/Modelo_at%C3%B3mico
5. "Modelo atómico actual" <http://www3.gobiernodecanarias.org/medusa/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/applets/Actual/modeloactual.htm>

Encontrado en: <https://misuperclase.com/modelos-atomicos/> 21/agosto/2020

2.- Instrucciones: Lee el artículo "Partículas subatómicas"; atentamente; llena la tabla sugerida para el ejercicio.

Partículas subatómicas

Los átomos, son la partícula más pequeña de la materia que puede existir y seguir siendo materia, sin embargo, está formada por partículas todavía más pequeñas, estas partículas son tres, de acuerdo, los descubrimientos que se han logrado.

Dos de ellas están en el núcleo del átomo: el protón (cargado eléctricamente de forma positiva) y el neutrón (que no tiene carga eléctrica). Alrededor del núcleo se mueven los electrones (con carga eléctrica negativa).

Un átomo estable, se dice que está en su estado basal y no tiene carga eléctrica pues tiene el mismo número de protones (positivos) que de electrones (negativos).

Las propiedades físicas y químicas de los elementos dependen del número de estas partículas, pues cada tipo de átomos posee un número específico de protones, neutrones y electrones. Los átomos se combinan para formar moléculas de acuerdo a el número de estas partículas en su interior.

En la tabla periódica, donde se encuentra la información de cada elemento, puedes ver que el dato más notorio es el número atómico, eso se refiere a la cantidad de protones que tienen en su núcleo, todos los átomos de ese elemento en particular.

Los químicos lo reconocen con la letra Z, para cuando tienen que hacer cálculos.

También se reporta el número de masa, que en la tabla se anota como peso atómico o masa atómica, ese dato se representa con la letra A, en fórmulas químicas. Aunque es preciso redondear a enteros el número que viene reportado en la tabla periódica. El número de masa en un átomo es el resultado de sumar los protones con los neutrones que están en el núcleo del átomo. los electrones no se toman en cuenta porque pesan tan poquito, que necesitaríamos muchos decimales para anotar el dato.

El número de electrones que tiene un átomo (cuando es neutro) es igual a la cantidad de protones que tenga.

Para entender mejor llenaremos una tabla: con números enteros anota los números que faltan

Elemento	Símbolo	Z	A	p ⁺	e ⁻	n
Carbono		6	12			6
Cobre			64		29	
Sodio				11		12
Plata					47	61
Magnesio		25	55			
Plomo				82		125

Recuerda: $Z = p^+ = e^-$
 $A = n + p^+$

Actividad 5.- Tabla periódica

1.- Instrucciones:

- Completa en el cuadro de antecedentes de la tabla periódica, consultando la lectura "Historia de la Tabla periódica".
- Completa la tabla de ubicación de elementos químicos, después de leer "Organización de la tabla periódica".

Historia de la tabla periódica

Los seres humanos siempre hemos estado tentados a encontrar una explicación a la complejidad de la materia que nos rodea. Al principio se pensaba que los elementos de toda materia se resumían al agua, tierra, fuego y aire. Sin embargo, al cabo del tiempo y gracias a la mejora de las técnicas de experimentación física y química, nos dimos cuenta de que la materia es en realidad más compleja de lo que parece. Los químicos del siglo XIX encontraron entonces la necesidad de ordenar los nuevos elementos descubiertos. La primera manera, la más natural, fue la de clasificarlos por masas atómicas, pero esta clasificación no reflejaba las diferencias y similitudes entre los elementos. Muchas más clasificaciones fueron adoptadas antes de llegar a la tabla periódica que es utilizada en nuestros días

Döbereiner

Este químico alcanzó a elaborar un informe que mostraba una relación entre la masa atómica de ciertos elementos y sus propiedades en 1817. Él destaca la existencia de similitudes entre elementos agrupados en tríos que él denomina "tríadas". La tríada del cloro, del bromo y del yodo es un ejemplo. Pone en evidencia que la masa de uno de los tres elementos de la tríada es intermedia entre la de los otros dos. En 1850 pudimos contar con unas 20 tríadas para llegar a una primera clasificación coherente.

Chancourtois y Newlands

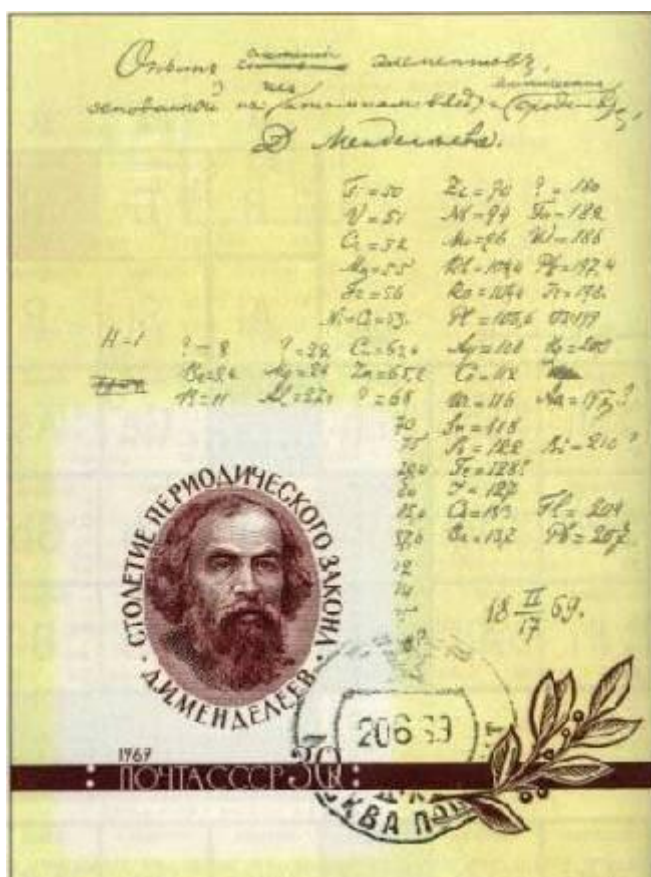
En 1862 Chancourtois, geólogo francés, pone en evidencia una cierta periodicidad entre los elementos de la tabla. En 1864 Chancourtois y Newlands, químico inglés, anuncian la Ley de las octavas: las propiedades se repiten cada ocho elementos. Pero esta ley no puede aplicarse a los elementos más allá del Calcio. Esta clasificación es por lo tanto insuficiente, pero la tabla periódica comienza a ser diseñada.

Meyer

En 1869, Meyer, químico alemán, pone en evidencia una cierta periodicidad en el volumen atómico. Los elementos similares tienen un volumen atómico similar en relación con los otros elementos. Los metales alcalinos tienen por ejemplo un volumen atómico importante.

Mendeleïev

En 1869, Mendeleïev, químico ruso, presenta una primera versión de su tabla periódica en 1869. Esta tabla fue la primera presentación coherente de las semejanzas de los elementos. Él se dio cuenta de que clasificando los elementos según sus masas atómicas se veía aparecer una periodicidad en lo que concierne a ciertas propiedades de los elementos. La primera tabla contenía 63 elementos.



Esta tabla fue diseñada de manera que hiciera aparecer la periodicidad de los elementos. De esta manera los elementos son clasificados verticalmente. Las agrupaciones horizontales se suceden representando los elementos de la misma “familia”.

Para poder aplicar la ley que él creía cierta, tuvo que dejar ciertos huecos vacíos. Él estaba convencido de que un día esos lugares vacíos que correspondían a las masas atómicas 45, 68, 70 y 180, no lo estarían más, y los descubrimientos futuros confirmaron esta convicción. Él consiguió además prever las propiedades químicas de tres de los elementos que faltaban a partir de las propiedades de los cuatro elementos vecinos. Entre 1875 y 1886, estos tres elementos: galio, escandio y germanio, fueron descubiertos y ellos poseían las propiedades predecidas.

Sin embargo, aunque la clasificación de Mendeleiev marca un claro progreso, contiene ciertas anomalías debidas a errores de determinación de masa atómica de la época.

Moseley: en 1913, Moseley encontró que las longitudes de onda de los rayos X se hacen más cortas a medida que aumenta la carga del núcleo, es decir, al aumentar el número atómico.

El *número atómico* es el número de orden de un elemento de la tabla periódica y representa, además, el valor de la carga del núcleo y el número de protones (y el número de electrones).

Al ordenar los elementos de acuerdo con los números atómicos, se obtiene un sistema periódico más satisfactorio y se deriva una ley periódica que se conoce con el nombre de la ley periódica de Moseley que dice:

Tabla periódica moderna

La tabla de Mendeleiev condujo a la tabla periódica actualmente utilizada.

Un grupo de la tabla periódica es una columna vertical de la tabla. Hay 18 grupos en la tabla estándar. El hecho de que la mayoría de estos grupos correspondan directamente a una serie química no es fruto del azar. La tabla ha sido inventada para organizar las series químicas conocidas dentro de un esquema coherente. La distribución de los elementos en la tabla periódica proviene del hecho de que los elementos de un mismo grupo poseen la misma configuración electrónica en su capa más externa. Como el comportamiento químico está principalmente dictado por las interacciones de estos electrones de la última capa, de aquí el hecho de que los elementos de un mismo grupo tengan similares propiedades físicas y químicas.

Read more: <https://www.lenntech.es/periodica/historia/historia-de-la-tabla-periodica.htm#ixzz6agk2Ucl7>

Ejercicio: ¿Cómo se llegó a la tabla periódica que conocemos en la actualidad?

Completa en forma individual el siguiente cuadro de antecedentes de la tabla periódica, consultando la lectura “Historia de la Tabla periódica”:

Año	Científico	El orden se realizó en base a:	Nombre con que se conoció la tabla
	Döbereiner		
	Newlands		
	Meyer		
	Mendeléyev		
	Moseley		

Busca en la tabla periódica de la siguiente página y anota los datos solicitados en la siguiente tabla (para ver datos o letras pequeñas utiliza el aumento de imagen):

Elemento	Nombre	Periodo	grupo	Familia	Bloque
Rh					
Mg					
P					
Os					
Te					
Fr					
He					
Kr					
Y					
Dy					

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Diagrama de la Tabla Periódica de los Elementos, mostrando la organización de los elementos en grupos y periodos, y la clasificación de los elementos en familias.

Grupos: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18.

Periodos: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

Clasificación de los elementos:

- Casas nobles (Verde)
- Metales de transición (Azul)
- Alcalinotérreos (Naranja)
- Metales alcalinos (Azul oscuro)
- Lantánidos (Verde claro)
- Actínidos (Verde claro)
- Halógenos (Verde)
- No metales (Naranja)
- Metaloideos (Púrpura)
- Otros metales (Púrpura)

Ejemplo de un elemento (Oxígeno):

- Número atómico: 8
- Masa atómica: 15,9
- Símbolo químico: O
- Nombre: Oxígeno

Tabla Periódica de los Elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H	He																
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

Tabla de los Elementos de los Periodos 6 y 7:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
6	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb				
7	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No				

Actividad. - 6.-

Título: Propiedades periódicas.

Instrucciones: Después de leer el archivo "propiedades periódicas", haz el ejercicio "ejercicio propiedades periódicas".

Propiedades periódicas

Las propiedades repetitivas o parecidas al comparar los diferentes elementos, se llaman propiedades periódicas y sirven para agrupar a los elementos en una misma familia o grupo.

Las propiedades periódicas (físicas y químicas) de los elementos cambian ligeramente, por ejemplo el punto de fusión, punto de ebullición, radio atómico, electronegatividad, etc.; mientras se recorre un mismo grupo o un mismo período en la tabla periódica.

RADIO ATÓMICO

El tamaño de un átomo varía dependiendo del medio en el que se encuentre o del átomo al que está unido. En un átomo libre se hace una predicción de su tamaño, dependiendo de la nube electrónica que rodea al núcleo, ese tamaño relativo del átomo se conoce como radio atómico.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VII A	VIII A
						H	He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

En la figura anterior se observa que al descender en un mismo grupo el radio atómico se incrementa y al contrario; al recorrer un mismo período (incrementando el número atómico, de izquierda a derecha), el radio atómico disminuye.

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

La energía de ionización es la cantidad mínima de energía necesaria para eliminar el electrón más débilmente ligado al átomo aislado en forma gaseosa, para dar un ion con una carga de +1.

Átomo + Energía de ionización (catión)⁺ + 1 e ELECTRONEGATIVIDAD

La electronegatividad de un elemento mide su tendencia relativa a atraer hacia sí, los electrones de un enlace, cuando está químicamente combinado con otro átomo. Sus valores son números relativos en una escala arbitraria, denominada escala de Pauling, cuyo valor máximo es de 4.0.

Un átomo que tenga una electronegatividad inferior, significa que tiene menor capacidad de atraer dichos electrones de enlace. Por ejemplo, el Na tiene una electronegatividad de 0.9 y el cloro de 3.0, eso significa que en la molécula de cloruro de sodio (NaCl) de los dos átomos, el cloro es el átomo que atrae más fuertemente los electrones.

Tabla de electronegatividad relativa para los elementos representativos

Electronegatividad

H 2,1																	He
Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1	Rn



Es fácil observar que los elementos del lado izquierdo de la tabla (grupos 1 y 2) conocidos como metales tienen valores bajos de electronegatividad, se dice que son elementos electropositivos, mientras que los elementos de los grupos 15, 16 y 17 tienen valores altos, por lo que se mencionan como átomos electronegativos.

Es claro observar que elementos de un mismo grupo tienen valores de electronegatividad parecidos y que conforme se desciende sobre un mismo grupo, la electronegatividad disminuye.

AFINIDAD ELECTRÓNICA

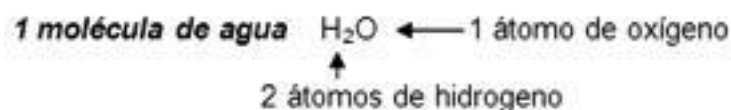
Es la energía intercambiada cuando un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, capta un electrón y se convierte en un ión mono-negativo.

En general la **AE**, en valor absoluto, se incrementa de izquierda a derecha en un período. En conclusión, las propiedades periódicas, son propiedades repetitivas o parecidas que se dan sobre elementos de un mismo grupo o de un mismo período, que facilitan la elaboración de una gráfica que resume la mejor organización que pueden tener todos los elementos, ésta es la **tabla periódica**.

□ □

A blank periodic table grid. The main body consists of 18 columns and 7 rows. The first two columns are on the left, followed by a gap, then columns 3 through 10, another gap, and columns 11 through 18 on the right. Below the main body, there is a separate section for the lanthanide and actinide series, consisting of two rows of 14 columns each, aligned under the gap between columns 10 and 11.

A large grid of 100 squares arranged in a 10x10 pattern. The grid is composed of 10 rows and 10 columns. The top row has 10 squares. The second row has 10 squares. The third row has 10 squares. The fourth row has 10 squares. The fifth row has 10 squares. The sixth row has 10 squares. The seventh row has 10 squares. The eighth row has 10 squares. The ninth row has 10 squares. The tenth row has 10 squares. The grid is a solid 10x10 block of squares.



Como una molécula es eléctricamente neutra, en la formación de los compuestos se deben considerar las valencias de acuerdo con las siguientes reglas.

- Cuando dos elementos poseen la misma valencia para formar un compuesto, se combina átomo por átomo; por ejemplo Ca^{+2} y O^{-2} constituyen el compuesto cuya fórmula es Ca_2O_2 o sea CaO .
- Cuando dos elementos tienen diferentes valencias, al unirse para formar un compuesto, el total de las valencias de uno de los elementos es igual al total de valencias de otro; por ejemplo: H^{+1} y O^{-2} , forman H_2O .

Las valencias se cruzan:



Ejemplos:

Na^{+1} y $\text{Cl}^{+1} = \text{NaCl}$	Na^{+1} y $\text{S}^{-2} = \text{Na}_2\text{S}$
---	--

¿Cómo se clasifican los compuestos químicos inorgánicos?

CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS

Los compuestos se clasifican por el número de elementos diferentes que se encuentran en sus moléculas. Pueden ser:

Binarios: tienen dos elementos diferentes en sus moléculas: NaCl , MnO_2 , CCl_4 .

Ternarios: están compuestos por tres elementos distintos: H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NaOH .

Cuaternarios: tienen cuatro elementos diferentes: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, Na_2HPO_4 .

CLASIFICACIÓN DE MOLÉCULAS

Atomicidad: indica el número de átomos que contiene cada molécula de los elementos. Una molécula es monoatómica, diatómica, triatómica, tetratómica, según tenga respectivamente uno, dos, tres o cuatro átomos.

- **Monoatómicas:** su fórmula se expresa únicamente con el símbolo del elemento, por ejemplo: He, Ne, Ar (gases raros); Na, Fe, Ni, Ra (metales).
- **Diatómicas:** su fórmula se representa con el símbolo del elemento y el subíndice 2, ejemplo: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 .
- **Tetratómicas:** P_4

- **Poliatómicas:** S₈ (tiene muchos átomos).

FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS			
Nombre del compuesto	Formado por	Se clasifican en	Ejemplo
Óxido básico u óxido metálico	Metal + oxígeno		Al ₂ O ₃
Óxido ácido o anhídrido	No metal + oxígeno		I ₂ O ₇
Hidruros metálicos	Metal + hidrógeno		LiH
Hidróxidos o bases	óxido básico + agua		NaOH
Ácidos	Anhídrido + agua	Hidrácidos: cuando no contienen O ₂	HCl
		Oxiácido: contienen O ₂ (Óxido ácido + agua)	H ₂ SO ₄
Sales	Ácido + base	Sales binarias (Hidróxido + Hidrácido)	AgCl
		Sales ternarias (Hidróxido + Oxiácido)	MgCO ₃

Instrucciones: Indica el nombre de la función química a qué pertenece cada una de las sustancias que aparecen en la tabla, con base en sus fórmulas y propiedades descritas.

Nombre común	Nombre Químico	Fórmula química del compuesto activo	¿Para qué se utiliza?	Función química
Sal	Cloruro de sodio	NaCl	Sazonador	
Cal viva	Óxido de calcio	CaO	Producción de cal apagada	
Amoniaco	Amoniaco	NH ₃	Desinfectante	
Leche de magnesia	Hidróxido de magnesio	Mg(OH) ₂	Antiácido y laxante	
Hidrosal	Hidróxido de aluminio	Al(OH) ₃	Antiácido	
Hielo seco	Dióxido de carbono	CO ₂	Extinguidor de fuego	
Sosa cáustica	Hidróxido de sodio	NaOH	Fabricación de jabón	
Cal apagada	Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂	Neutralizar terrenos ácidos	
Mármol, piedra caliza.	Carbonato de calcio	CaCO ₃	En la industria del cemento, antiácido, prevenir diarrea	
Agua	Agua pura	H ₂ O	Beber, lavar.	
Ácido de batería	Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	Limpiador de metales.	
Cuarzo	Óxido de silicio (IV)	SiO ₂	Arena para construcción	
Ácido muriático	Ácido clorhídrico	HCl	Limpiador de metales	
Potasa cáustica	Hidróxido de potasio	KOH	Destapar tuberías	
Anestesia	Dióxido de nitrógeno	N ₂ O	Anestésico	
Herrumbre (óxido)	Óxido de hierro (III)	Fe ₂ O ₃	Pigmentos	
Polvo de hornear	Carbonato ácido de sodio o bicarbonato de sodio	NaHCO ₃	Antiácido, extinguidor de fuego	



Actividad 8

Título: Nomenclatura Química Inorgánica, óxidos metálicos, no metálicos y peróxidos

Instrucciones: Se contestan los ejercicios de óxidos colocando formulas a la derecha de los nombres y los nombres a la derecha de las fórmulas, de acuerdo al encabezado IUPAC y común donde corresponda.

Reglas de Nomenclatura UIQPA y Común para escribir fórmulas y nombres de los compuestos químicos inorgánicos

Para aprender la nomenclatura química inorgánica debes familiarizarte con los si-guientes términos, léelos de manera grupal con la coordinación del profesor:

- **Número de oxidación:** número que indica la valencia del elemento, a la cual se le asigna el signo (+) o (-).
- **Grupo funcional:** conjunto de átomos enlazados de una determinada forma, que presentan una estructura y propiedades fisicoquímicas determinadas que caracterizan a los compuestos químicos. Ejemplos: O, OH, HX, etc.
- **Función química:** es cuando estos grupos (grupos funcionales) hacen que las sustancias tengan propiedades comunes y caracterizan a un conjunto de sustancias que tienen estructura molecular análoga.

Recuerda la clasificación de las funciones químicas inorgánicas

FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS			
Nombre del compuesto	Formado por	Se clasifican en	Ejemplo
Óxido básico u óxido metálico	Metal + oxígeno		Al_2O_3
Óxido ácido o anhídrido	No metal + oxígeno		I_2O_7
Hidruros metálicos	Metal + hidrógeno		LiH
Hidróxidos o bases	óxido básico + agua		NaOH
Ácidos	Anhídrido + agua	Hidrácidos: cuando no contienen O2	HCl
		Oxiácido: contienen O2 (Óxido ácido + agua)	H_2SO_4
Sales	Ácido + base	Sales binarias (Hidróxido + Hidrácido)	AgCl
		Sales ternarias (Hidróxido + Oxiácido)	MgCO_3

- **Óxidos básicos u óxidos metálicos**

Son compuestos binarios formados de: metal + oxígeno = Óxido básico.

Nomenclatura (nombre, criterios de UIQPA-Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).

ÓXIDO DE (nombre del metal) (número romano, sólo si el elemento tiene 2 valencias).

Nota: el oxígeno trabaja con valencia de -2 (O^{2-}).

METALES Y SUS VALENCIAS

Valencias más comunes

Grupo IA (+1)	Grupo IIA (+2)	Grupo IIIA (+3)	Grupo IVA
Li^{+1} , Na^{+1} , K^{+1} , Rb^{+1} , Cs^{+1}	Be^{+2} , Mg^{+2} , Ca^{+2} , Sr^{+2} Ba^{+2}	Al^{+3}	$\text{Pb}^{+2,+4}$, $\text{Sn}^{+2,+4}$

Metales de transición

Valencias	Metales de transición
+1, +2	$\text{Cu}^{+1, +2}$ (cobre), $\text{Hg}^{+1, +2}$ (mercurio)

+1, +3	Au ^{+1, +3} (oro)
+2, +3	Cr ^{+2, +3} (cromo), Ni ^{+2, +3} (níquel), Co ^{+2, +3} (cobalto), Mn ^{+2, +3} (manganeso), Fe ^{+2, +3} (fierro)
+2, +4	Pt ^{+2, +4} (platino), Pd ^{+2, +4} (paladio)
+1	Ag ⁺¹ (plata)
+2	Zn ⁺² (Zinc), Cd ⁺² (cadmio)

Ejemplos:

K ₂ O Óxido de potasio	CaO Óxido de calcio	Al ₂ O ₃ Óxido de aluminio
-----------------------------------	---------------------	--

Nota: los metales de los compuestos anteriores sólo tienen una valencia, por eso no se escribe el número romano.

Hg ₂ O Óxido de mercurio (I)	PbO Óxido de plomo (II)
HgO Óxido de mercurio (II)	PbO ₂ Óxido de plomo (IV)

Para escribir la fórmula dado el nombre:

- Se escribe el símbolo del metal.
- Se escribe el oxígeno (tomando en cuenta su respectiva valencia).
- Se buscan los subíndices correspondientes al número de átomos de cada elemento, los cuales al multiplicarse por la valencia (que me la da el número romano del nombre) del respectivo elemento me den la molécula neutra.

Ejemplos:

óxido de <u>sodio</u> : $\text{Na}^{+1}\text{O}^{-2} = \text{NaO}$	óxido de fierro (III): $\text{Fe}^{+3}\text{O}^{-2} = \text{Fe}_2\text{O}_3$
--	--

Realiza los siguientes ejercicios

Fórmula	Nombre UIQPA	Nombre UIQPA	Fórmula
Cu ₂ O		Óxido de platino (II)	
CuO		Óxido de platino (IV)	
Al ₂ O ₃		Óxido de potasio	
Li ₂ O		Óxido de fierro (II)	
BeO		Óxido de magnesio	

Sistema Común

Para los metales con valencias únicas se escribe Óxido de (nombre del metal)

A los metales con valencia variable se le agregan los sufijos –oso- e -ico-: el primero, cuando el metal actúa con su mínima valencia; y el segundo cuando actúa con su máxima valencia.

Por ejemplo:

Fórmula	Nomenclatura Sistema Común
CaO	Óxido de calcio
FeO	Óxido ferroso
Fe ₂ O ₃	Óxido férrico
Hg ₂ O	Óxido mercurioso
HgO	Óxido mercúrico

Completa el siguiente ejercicio

Fórmula	Nombre Común	Nombre Común	Fórmula
BaO		Óxido de litio	
NiO		Óxido auroso	
Ni ₂ O ₃		Óxido aúrico	
PbO		Óxido cúproso	
PbO ₂		Óxido cúprico	



El dióxido de azufre u óxido de azufre (IV) es el principal causante de la lluvia ácida, ya que en la atmósfera es transformado en ácido sulfúrico. Es liberado en muchos procesos de combustión, puesto que los combustibles como el carbón, el petróleo, el diesel o el gas natural contienen ciertas cantidades de compuestos azufrados.

- El CO₂, NO, N₂O al mezclarse con el agua de lluvia también forman la lluvia ácida.

Peróxidos

Los peróxidos consisten en combinaciones binarias del oxígeno junto a ciertos metales. Son derivados de óxidos que contienen la agrupación -O-O-, O₂²⁻ llamado ión peróxido.

Formulación de los peróxidos

Los peróxidos se formulan utilizando la valencia del oxígeno -1 ya que los dos oxígenos comparten una pareja de electrones por los que en este grupo de elementos no se pueden simplificar las valencias.

La fórmula de los peróxidos es del tipo X₂(O₂)_n (donde X es el elemento metálico, O es oxígeno y n es la valencia del elemento metálico).

Nomenclatura de los peróxidos

Nomenclatura común: la nomenclatura común de los peróxidos se nombra con la palabra peróxido seguida del elemento metálico teniendo en cuenta la valencia del elemento metálico. Los sufijos utilizados siguen el siguiente criterio:

- **Una valencia:** Peróxido ... ico
 - $\text{Li}^{+1} + \text{O}_2^{-2} \gg \text{Li}_2\text{O}_2$: peróxido lítico
- **Dos valencias:**
 - Menor valencia: Peróxido ... oso
 - $\text{Cu}^{+1} + \text{O}_2^{-2} \gg \text{Cu}_2\text{O}_2$: peróxido cuproso
 - Mayor valencia: Peróxido ... ico
 - $\text{Cu}^{+2} + \text{O}_2^{-2} \gg \text{Cu}_2(\text{O}_2)_2 \gg \text{CuO}_2$: peróxido cúprico
- **Tres valencias:**
 - Menor valencia: Peróxido hipo ... oso
 - $\text{Ti}^{+2} + \text{O}_2^{-2} \gg \text{Ti}_2(\text{O}_2)_2 \gg \text{Ti}(\text{O}_2)$: peróxido hipotitanioso, dejamos los paréntesis para no confundir con óxido de titanio (IV)
 - Valencia intermedia: Peróxido ... oso
 - $\text{Ti}^{+3} + \text{O}_2^{-2} \gg \text{Ti}_2(\text{O}_2)_3$: peróxido titanioso
 - Mayor valencia: Peróxido ... ico
 - $\text{Ti}^{+4} + \text{O}_2^{-2} \gg \text{Ti}_2(\text{O}_2)_4 \gg \text{Ti}(\text{O}_2)_2$: peróxido titánico
- **Cuatro valencias:**
 - Primera valencia (baja): Peróxido hipo ... oso
 - $\text{U}^{+3} + \text{O}_2^{-2} \gg \text{U}_2(\text{O}_2)_3$: peróxido hipouranioso
 - Segunda valencia: Peróxido ... oso
 - $\text{U}^{+4} + \text{O}_2^{-2} \gg \text{U}_2(\text{O}_2)_4 \gg \text{U}(\text{O}_2)_2$: peróxido uranioso
 - Tercera valencia: Peróxido ... ico
 - $\text{U}^{+5} + \text{O}_2^{-2} \gg \text{U}_2(\text{O}_2)_5$: peróxido uránico
 - Cuarta valencia (alta): Peróxido per ... ico
 - $\text{U}^{+6} + \text{O}_2^{-2} \gg \text{U}_2(\text{O}_2)_6 \gg \text{U}(\text{O}_2)_3$: peróxido peruránico

Nomenclatura de UIQPA: la nomenclatura de UIQPA se realiza indicando el número de valencia del elemento metálico entre paréntesis y en números romanos, precedido por la expresión "peróxido de" + elemento metálico.

Ejemplo:

Cu_2O_2 : peróxido de cobre (I)

$\text{Ti}_2(\text{O}_2)_3$: peróxido de titanio (III)

En el caso de aquellos elementos metálicos que sólo actúan con una valencia no es necesario indicarla.

Ejemplo:

Li_2O_2 : peróxido de litio en lugar de peróxido de litio (I)

- **Óxidos ácidos (anhídridos) también llamados óxidos no metálicos**

Son compuestos binarios formados de: no metal + oxígeno = Óxido ácido.

Nota: el oxígeno trabaja con valencia de -2 (O^{-2}).

Nomenclatura (nombre, **criterios de UIQPA**-Unión Internacional de Química Pura y Aplicada)

Óxido de (nombre del no metal) y con número romano se indica la valencia del no metal.

Valencias

Máxima valencia positiva= número de grupo o familia.

Grupos pares = valencias pares.

Grupos impares = valencias impares.

Ejemplos (dar nombre a los siguientes compuestos)

$S^{+6}O_3^{-2} = SO_3 = \text{Óxido de azufre (VI)}$	$I^{+7}O_7^{-2} = IO_7 = \text{Óxido de iodo (VII)}$
---	--

Ejemplos (escribir la fórmula de los siguientes compuestos)

<p>Primero se colocan las valencias. Óxido de Teluro (VI) = $Te^{+6} O^{-2}$</p>	<p>Segundo, los subíndices del número de átomos que al multiplicarse por la valencia me dé la molécula neutra: $Te^{+6} O_3^{-2} = TeO_3$</p>
---	--

Realiza los siguientes ejercicios

Fórmula	Nombre IUQPA	Nombre IUQPA	Fórmula
Br_2O		Óxido de yodo (III)	
Br_2O_3		Óxido de cloro (I)	
N_2O_3		Óxido de silicio (IV)	
Br_2O_5		Óxido de fósforo (III)	
Cl_2O_7		Óxido de carbono (IV)	

Nomenclatura Común

Se escribe la palabra anhídrido y, dependiendo de la valencia del no metal, se aplica el siguiente cuadro

Valencia del no metal	Prefijo	Sufijo
+ 1 o + 2	Hipo	Oso
+ 3 o + 4	-----	Oso
+5 o + 6	-----	ico
+ 7	Per	ico

Ejemplos

P_2O_3 Anhídrido fosforoso	Cl_2O Anhídrido hipocloroso
P_2O_5 Anhídrido fosfórico	Cl_2O_3 Anhídrido cloroso
Br_2O_5 Anhídrido brómico	Cl_2O_5 Anhídrido clórico
Br_2O_7 Anhídrido perbrómico	Cl_2O_7 Anhídrido perclórico

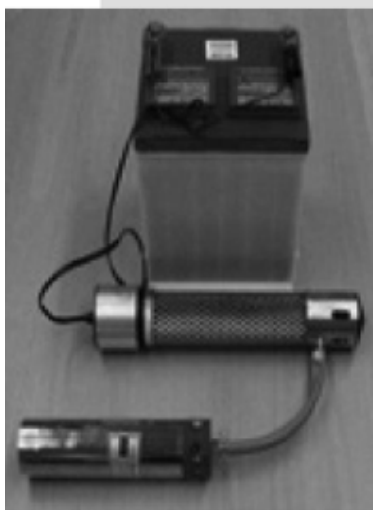
Completa el siguiente cuadro

Fórmula	Nombre Común	Nombre Común	Fórmula
Br_2O		Anhídrido hipoyodoso	
Br_2O_3		Anhídrido yódico	
N_2O_3		Anhídrido sulfuroso	
SO_3		Anhídrido nitroso	
I_2O_7		Anhídrido carbónico	

Actividad 9

Título: Nomenclatura Química Inorgánica, hidruros e Hidrácidos.

1.- Instrucciones: Se contestan ejercicios de hidruros una tabla de relacionar hidruros y sus aplicaciones con sus correspondientes fórmulas químicas y otras 2 tablas colocando nombre IUPAC y nombre común o fórmula donde corresponda.



Depósitos de hidrógeno de hidruros metálicos

Se forman hidruros metálicos cuando el hidrógeno reacciona con metales de transición. Muchas aleaciones pueden absorber y liberar cantidades copiosas de H. Sus densidades de protones exceden incluso al H(l), propiedad que los hace muy interesantes por la posibilidad de usarlos para almacenar hidrógeno.

Es un modo muy seguro y fácil de almacenar, transportar y usar el hidrógeno. El hidrógeno no está almacenado como un gas, sino directamente en la red de estructura de la materia hidruro (compuesto) metálico. La presión baja es otra gran ventaja.

Hidruros metálicos

Son compuestos binarios formados de: metal + hidrógeno = Hidruro metálico.

Nota: el hidrógeno tiene valencia de -1 (H^{-1}).

Nomenclatura (nombre, criterios de UIQPA-Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) hidruro de (nombre del metal) (número romano, valencia del metal si éste tiene más de una).

Realiza los siguientes ejercicios de manera individual:

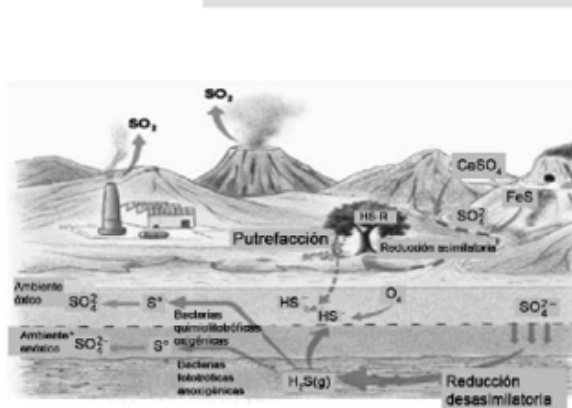
Fórmula	Nombre UIQPA	Nombre UIQPA	Fórmula
KH		Hidruro de mercurio (I)	
CuH		Hidruro de mercurio (II)	
CuH ₂		Hidruro de cobre (II)	
SnH ₂		Hidruro de magnesio	
SnH ₄		Hidruro de fierro (II)	

Nomenclatura Común: hidruro de (nombre del metal). Si el metal es de valencia variable cuando actúe con su valencia mínima se adiciona el sufijo –oso- y cuando actúe con máxima valencia se adiciona el sufijo –ico-.

Completa el siguiente cuadro

Fórmula	Nombre Común	Nombre Común	Fórmula
CsH		Hidruro cúprico	
CaH ₂		Hidruro de plata	
MgH ₂		Hidruro ferroso	
HgH		Hidruro férrico	
CuH		Hidruro plúmbico	

2.- Instrucciones: Se resuelven ejercicios de nomenclatura de hidrácidos en nombre común y nombre IUPAC en una tabla de acuerdo a su fórmula.



Ácido sulfhídrico (H_2S): se produce en forma natural y como producto de actividades humanas. Se encuentra entre los gases de volcanes, manantiales de azufre, emanaciones de grietas submarinas, pantanos y cuerpos de aguas estancadas y en el petróleo crudo y gas natural. Este ácido también está asociado con alcantarillas municipales, plantas para el tratamiento de desagües y operaciones relacionadas con pulpa de madera y papel. Las fuentes industriales incluyen a las refinerías de petróleo, plantas de gas natural, plantas petroquímicas, plantas de hornos de coque, plantas que procesan alimentos y curtidurías. Es liberado principalmente en forma de gas y se dispersa al aire donde permanece 18 horas se transforma en anhídrido sulfuroso y ácido sulfúrico.

http://www.atsdr.cdc.gov/es/phs/es_phs114.html

Hidrácidos

Son compuestos binarios formados de: hidrógeno + anión sin oxígeno

(no metal) = Hidrácidos.

Principales aniones sin oxígeno

- Grupo VIA: S^{-2} , Se^{-2} , Te^{-2}
- Grupo VIIA: F^{-1} , Cl^{-1} , Br^{-1} , I^{-1}

Nomenclatura criterios de UIQPA

- (Prefijo del no metal) y la terminación "URO", después "de hidrógeno".

Nomenclatura sistema Común:

- Se antepone el nombre genérico de "ácido", el nombre del no metal y después la terminación -hídrico-

Ejemplos:

Fórmula	Sistema UIQPA	Sistema Común
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido Sulfhídrico
HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico
H ₂ Te	Teleruro de hidrógeno	Ácido Telurhídrico
HCN	Cianuro de hidrógeno	Ácido Cianhídrico

Resuelve los siguientes ejercicios de nomenclatura de hidrácidos:

Fórmula	Nomenclatura UIQPA	Nomenclatura Común
H ₂ S		
H ₂ Se		
HCl		
HF		
HBr		
HI		

Actividad 10

Título: Nomenclatura Química Inorgánica, sales haloideas

1.- Instrucciones: Se resuelven ejercicios de nomenclatura de sales haloideas en nombre común y nombre IUPAC en una tabla de acuerdo a su fórmula.



Cloruro de sodio (NaCl) sal

La sal además del uso humano como condimento tiene múltiples aplicaciones. No pudieras imaginar que la sal es usada como descongelante en carretera o pistas pavimentadas. La sal se utiliza en los deshielos, con el fin de bajar el punto de congelación del agua y evitar de esta manera que el hielo se adhiera fuertemente al pavimento, el cual no podría ser removido con instrumentos de arado sin dañar la superficie de la pista. El perforado de la vía permite que la sal penetre en la nieve y disuelva el hielo. Debajo de éste, se forma una salmuera que evita que el agua se congele otra vez y se adhiera al pavimento. La sal de deshielo es más efectiva cuando se aplica dentro del rango de temperaturas 0°F a 20°F (-18°C a 6.7°C).

Video deshielo de carreteras:

<http://www.youtube.com/watch?v=wzQ5-V8EWt4>

Sales binarias sencillas o haloideas (haluros): son compuestos binarios.

- Hidróxidos + hidrácidos = Sal binaria.
(Metal + no metal) = Sal binaria.

- **Nomenclatura** (nombre, **criterios de UIQPA**-Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).

Prefijo del no metal con la terminación URO y el nombre del metal. Si el metal es de valencia variable agregar con número romano la valencia del metal.

• **Nomenclatura Común:** se escribe el prefijo del no metal con la terminación URO seguido del nombre del metal. Si el metal es de valencia variable se agrega la terminación **–OSO–** si trabaja con la mínima valencia y la terminación **–ICO–** si trabaja con la máxima valencia.

Ejemplos:

Fórmula	Nomenclatura UIQPA	Nomenclatura Común
AgCl	Cloruro de plata	Cloruro de plata
PbS	Sulfuro de plomo (II)	Sulfuro plumboso
PbS ₂	Sulfuro de plomo (IV)	Sulfuro plúmbico
NiCl ₂	Cloruro de níquel (II)	Cloruro níqueloso
NiCl ₃	Cloruro de níquel (III)	Cloruro níquelico

Ejercicio: Completa los siguientes cuadros.

Fórmula	Nomenclatura UIQPA	Nomenclatura Común
HgI		
PbS		
PbS ₂		
KBr		
CuS		
BaI ₂		
AuBr		
FeCl ₃		
FeI ₂		
PtCl ₂		

2.- Instrucciones: Se resuelven ejercicios de nomenclatura de sales ternarias u oxisales en nombre común y nombre IUPAC en una tabla de acuerdo a su fórmula.

Carbonato de Calcio (CaCO_3)

Este compuesto puede ser obtenido de piedras de cal, mármol, yeso o conchas de ostra. Para su uso químico, la piedra caliza pura es preferida como material de activación por su alto contenido de calcio.

Es el principal ingrediente de las pastas dentales, ya que el carbonato de calcio actúa como limpiador abrasivo, y en su fabricación se utilizan dos tamaños de partículas de carbonato de calcio: partículas finas (de 1 a 15 micrómetros) mezcladas con partículas más gruesas (de 30 y 120 micrómetros); las partículas finas están en mayor proporción que las gruesas.

Sales ternarias u oxisales

Compuestos ternarios:

- Hidróxido + oxiácido = sal ternaria.
(Metal + no metal + oxígeno = sal ternaria).

• Nomenclatura UIQPA

Se nombra el ion agregando el nombre del metal. Si el metal es de valencia variable se indica su valencia con número romano.

- **Nomenclatura Común:** se escribe el nombre del ion (ver oxiácidos) seguido del nombre del metal. Si el metal es de valencia variable se agrega la terminación **-oso-** si está trabajando con la mínima valencia e **-ico-** si trabaja con la máxima valencia.

Ejemplos:

Fórmula	Nomenclatura UIQPA	Nomenclatura Común
NaNO_2	Nitrito de sodio	Nitrito de sodio
$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$	Fosfato de magnesio	Fosfato de magnesio
$\text{Hg}(\text{IO})_2$	Hipoyodito de mercurio (II)	Hipoyodito mercúrico
FeSO_4	Sulfato de fierro (II)	Sulfato ferroso

Realiza los siguientes ejercicios.

Fórmula	Nomenclatura UIQPA	Nomenclatura Común
CuNO ₃		
CaCO ₃		
Pb (IO ₄) ₂		
Au ₃ (PO ₄) ₂		
Hg (ClO ₃) ₂		
MgSO ₄		
LiNO ₂		
AlPO ₃		
Au (ClO) ₃		
Fe ₃ (PO ₂) ₂		