

BLOQUE II.

LA DIVERSIDAD DE PROPIEDADES DE LOS MATERIALES Y SU CLASIFICACIÓN QUÍMICA.

Tema 1. Mezclas, compuestos y elementos.

Subtema 1.1. La clasificación de las sustancias.

Actividad 1. Y tú ¿qué sabes? * Responde el cuestionario en equipo.

1. ¿Qué es la materia?

2. ¿En qué consiste la teoría cinética molecular?

3. ¿Qué es una sustancia pura?

4. ¿Qué es una mezcla Homogénea y una Heterogénea?

5. ¿Cómo puede separarse una mezcla homogénea como la que forma el agua de mar?

6. ¿Qué es un cambio físico?

7. ¿Qué es un cambio químico?

8. ¿El cambio de estado de agregación es un cambio físico o químico?

9. ¿Qué otros métodos de separación de mezclas conoces además de la evaporación?

10. ¿Qué diferencia hay entre una mezcla y un compuesto?

11. ¿Qué es un elemento?

12. ¿Cuántos elementos hay?

13. ¿Qué relación existe entre los elementos y los átomos?

14. ¿Qué es una molécula?

15. ¿Los mismos átomos pueden dar origen a sustancias diferentes?

16. ¿Consideras que las propiedades de las sustancias se pueden explicar con la teoría atómica?

Clasificar es una de las actividades más importantes que realizamos los seres humanos.

A través de ella buscamos, dentro de un conjunto grande de objetos, aquellos que posean características similares y que puedan agruparse en un nuevo conjunto.

A la característica o características que tienen en común todos los miembros de un grupo se les considera como un criterio de clasificación.

Clasificar implica observar, reconocer, diferenciar y comprender las diferentes propiedades de los sistemas que se están analizando; también es un instrumento sumamente poderoso para organizar y sistematizar nuestros conocimientos del mundo que nos rodea.

Actividad 2. La clasificación de las sustancias.

Analiza:

* Haz una lista de al menos 10 ejemplos de diferentes clasificaciones; incluye las que recuerdes de tus cursos de Ciencias 1 y Ciencias 2.

¿Puedes reconocer en cada caso cuál es el criterio de clasificación utilizado?

¿Se te ocurre alguna actividad humana en la que no sea necesario clasificar?

En equipo reúne objetos que tengas en tu mochila. Después, clasifícalos en categorías. Anota tus resultados.

El ser humano, a lo largo de su historia, ha buscado diferentes maneras para clasificar la materia. En un principio agrupó los materiales por su utilidad: alimenticios, venenosos, curativos y para la construcción. Otra manera que encontró fue por su valor, este criterio se utiliza en la actualidad para los metales preciosos.

Ejemplos de algunas de las clasificaciones más importantes para los químicos, así como su criterio de clasificación:

Criterio	Clasificación de sustancias
Estado Físico	Sólido, líquido o gas
Inflamabilidad	Inflamables o no inflamables
Acidez	Ácidos y bases
Toxicidad	Tóxicas y no tóxicas
Propiedades redox	Oxidantes y reductoras
Conductividad	Conductoras, semiconductoras y aislantes
Composición	Puras y mezclas

Toda la materia que existe en el universo se puede clasificar en sustancias puras (elementos y compuestos), que son poco abundantes en la naturaleza, y en sustancias que forman mezclas (ya sean homogéneas y heterogéneas), que son más abundantes.

También se ha descubierto que todas las sustancias están formadas por partículas muy pequeñas, llamadas moléculas.

Recordemos los conceptos antes estudiados para entrar al tema:

- Molécula.- es la parte más pequeña de una sustancia, la cual conserva sus propiedades químicas y está constituida por dos o más átomos.
- Sustancias puras.- aquellas formadas únicamente por un componente, que no están mezcladas con otras.
- Elemento.- son sustancias puras constituidas por un solo tipo de átomos.
- Compuesto.- sustancia formada por dos o más elementos que no es posible separar por medios físicos.
- Mezcla.- combinación de sustancias en la que cada una mantiene su identidad.

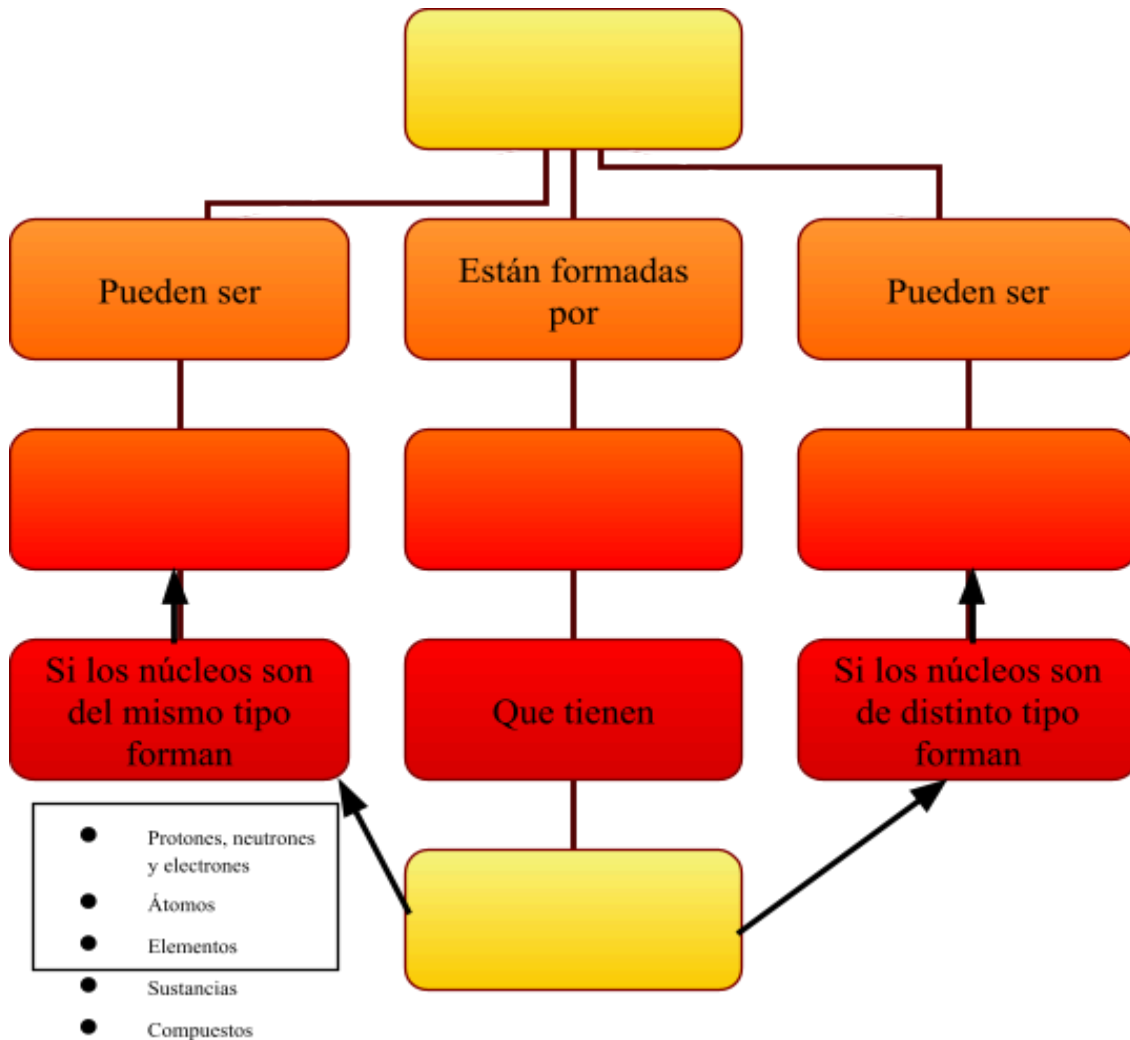
Actividad 3. Periódico Mural Permanente.

- Con el nombre de los siguientes científicos elaboren en forma grupal un periódico mural que a lo largo de este bloque irán consultando.
- Repartan los siguientes personajes a cada uno de los alumnos y al final reúnan todos y elaboren su periódico mural.

1. Robert Boyle -
2. Joseph Priestley -
3. John Dalton -
4. Amedeo Avogadro -
5. Humphry Davy -
6. Joseph Louis Gay-Lussac -
7. Joseph John Thomson -
8. Marie Curie -
9. Pierre Curie -
10. Ernest Rutherford -
11. Niels Bohr -
12. Ludwig Boltzmann -
13. James Clerk Maxwell -
14. Johannes Diderik Van der Waals -
15. Dimitri Ivanovich Mendeleiev -
16. Jacobus Henricus van't Hoff -
17. Gilbert Newton Lewis -
18. Edward Frankland -
19. Friedrich August Kekulé -
20. Adolf Wilhelm Hermann Kolbe -
21. Johann Wolfgang Döbereiner -
22. John Alexander Reina Newlands -
23. Jöns Jacob von Berzelius -
24. Alexandre-Emile Beguyer de Chancourtois -
25. Jean Babptiste André Dumas -
26. William Odling -
27. Julius Lothar Meyer -
28. Stanislao Cannizzaro -
29. Roberto Bunsen -
30. Gustav Kirchoff -
31. Giuseppe Garibaldi -
32. Lars Fredrik Nilson -
33. Clemens Alexander Winkler -
34. Henry Gwyn-Jeffreys Moseley -
35. Glenn Seaborg -

Actividad 4. Repaso del tema.

- De tu libro de texto elabora un resumen en tu cuaderno de las páginas 101 a la 107.
- Agrega al diccionario científico las palabras páginas 102, 103, 105.
- Escribe las palabras que faltan en el mapa conceptual:



Las sustancias que pueden descomponerse en sustancias más simples por medios químicos, pero no por medios físicos, se clasifican como compuestos químicos.

Todos los compuestos químicos conocidos están formados por combinaciones diversas de una centena de elementos. Para facilitar la comunicación en Química, a cada elemento químico se le ha asignado un símbolo.

Todos estos símbolos se encuentran representados en la famosa tabla periódica. Estos símbolos también se utilizan para representar a los compuestos químicos.

La diferencia entre elementos y compuestos químicos puede explicarse mejor a través de modelos que representan su composición a nivel submicroscópico o nano.

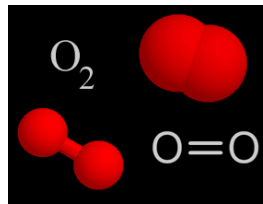
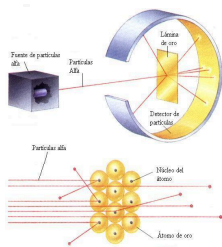
Actividad 5. Modelos y Representaciones de Fórmulas.

* Imagina que pudieras analizar la estructura submicroscópica de muestras de tres elementos distintos:

- Oro (Au)
- Azufre (S)
- Oxígeno (O)

Anillo de azufre

Oxígeno



Modelo del Oro

¿Qué tienen en común estas imágenes?

Cuando las partículas de un elemento contienen más de un átomo, éstos se encuentran unidos en un grupo al que se le denomina molécula.

Como los elementos están constituidos por átomos del mismo tipo, ya sea por sí solos o unidos formando moléculas, no hay manera de separarlos en sustancias más simples.

En el caso de los compuestos, la separación es posible porque las partículas que los forman están constituidas por 2 o más tipos de átomos.

Actividad 6. ¿Elemento o Compuesto?

A fines del siglo XIX varios científicos, como Boltzmann, Maxwell y Van der Waals intentaron explicar por qué estos elementos, compuestos y mezclas se encuentran en los 3 estados de agregación: sólido, líquido y gas.

Según la teoría, las partículas llamadas moléculas se encuentran a cierta distancia unas de otras.

Si las moléculas se encuentran muy cercanas entre sí, la materia estará en estado sólido. Si se hallan algo más separadas, el estado de la materia será líquido; al estar más separadas las moléculas, se tendrá un gas.

Además, las moléculas están en continuo movimiento, que hace más intenso al aumentar la temperatura. Cuando esto sucede las moléculas se separan más. De esta manera, al aumentar la temperatura, los materiales cambian de un estado de agregación a otro.

Actividad 7. Cuestionario

¿Qué sucederá si un gas, como el vapor de agua, disminuye su temperatura?

¿Y si se hace lo mismo con un líquido?

¿Qué crees que pase si las moléculas se juntan más; por ejemplo, si se somete un gas a presiones muy altas?

¿Qué supones que pasará si las moléculas de un líquido al separarse disminuyen la presión a la que se encuentran?

Compuestos y elementos (Repaso)

Compuesto: Es una sustancia formada por la unión de dos o más elementos y cuyas características físicas son únicas. Además, puede ser descompuesta en los elementos que la forman mediante reacciones químicas.

Así el compuesto llamado agua (H_2O) está formado por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. La sal común o cloruro de sodio ($NaCl$) se compone de un átomo de sodio y uno de cloro.

Como saber de acuerdo a las fórmulas químicas cuantos átomos tienen cada compuesto. Tenemos que ver lo siguiente:

1. Conocer la fórmula $C_{12}H_{22}O_{11}$ fórmula de la azúcar conocida también como sacarosa.
2. Identificar que elementos de la tabla periódica se encuentran en la fórmula, en este caso se encuentran: Carbono (C), Hidrógeno (H), Oxígeno (O).
3. Identificar el nombre de los números que se encuentran debajo de cada símbolo.



SUBÍNDICES

4. Cada subíndice representa la cantidad de átomos que existen de cada elemento en la fórmula. En este caso:

Elemento	Total de átomos
Carbono	12
Hidrógeno	22
Oxígeno	11

5. Pueden encontrar las fórmulas también de la siguiente manera: $3 Na_2O$ donde encontramos otro número antepuesto a la fórmula que se le llama Coeficiente.



Coeficiente

6. El Coeficiente nos indica las veces que se repite la fórmula, en este caso son 3 veces la misma fórmula.
7. Por lo tanto para contar los átomos de cada elemento que se encuentra en la fórmula multiplicamos el coeficiente por cada uno de los subíndices.

Elemento	Coeficiente	Subíndice	Total de átomos
Sodio (Na)	3	2	6
Oxígeno (O)	3	1	3
		Total de átomos en la fórmula	9

De esta manera conocemos 3 cosas: que están elementos involucrados en las fórmulas, identificamos el coeficiente y el subíndice y además el total de átomos de cada elemento.

Actividad 8.- Investigación individual.

- Investiga ¿Cuáles son los elementos químicos importantes para el buen funcionamiento de nuestro cuerpo?
- ¿Qué elementos conoces que son útiles para que tengas un buen desarrollo y buen funcionamiento de tu cuerpo y son obtenidos en los alimentos?
- En tu casa revisa las envolturas de diversos alimentos (como cereal, leche, chocolate, etc) e identifica los elementos que contienen y regístralos en tu cuaderno. Después, investiga que funciones realizan en nuestro cuerpo. Para ello, apóyate en tu libro de Ciencias 1 Biología.
- Consulta las palabras y escríbelas en el diccionario científico: Disolución acuosa, Disolvente, Solute, solvente.

Quando conocemos una fórmula y la analizamos decimos que estamos teniendo un conocimiento cuantitativo. Porque determinamos varias cosas a la vez como las siguientes:

- que elementos tiene la fórmula
- cuál es su coeficiente y sus subíndices, para conocer el total de átomos
- y podemos agregar el peso o masa molecular de cada elemento que está en la fórmula para obtener su peso o masa de toda la fórmula.

Ejemplo: $4\text{H}_2\text{SO}_4$

Elemento	Coeficiente Se multiplica por el subíndice	Subíndice =	Total de átomos de cada elemento Se multiplica por la masa del elemento	Peso o Masa del elemento (Tabla Periódica) =	Total en peso o masa de cada elemento
Hidrógeno	4	2 =	8	1 =	8 g
Azufre	4	1 =	4	32 =	128 g
Oxígeno	4	4 =	16	16 =	256 g
				Peso total de la Fórmula	392 u.m.a.

Se representa en u.m.a
(Unidades de Masa Atómica)

Actividad 9.- Ejercicios en clase.

- Anota en el cuaderno las siguientes fórmulas y determina su peso o masa total, de acuerdo al ejemplo.
1. BaO_2 (Óxido de Bario)
 2. Fe_2O_3 (Óxido de Hierro II)
 3. 2HCl (Ácido Clorhídrico)
 4. $4\text{H}_3\text{PO}_4$ (Ácido Fosforico)
 5. 7KCN (Cianuro de Potasio)
 6. 5MgO (Óxido de Magnesio)
 7. $3\text{K}_3\text{PO}_4$ (Fosfato de Potasio)
 8. 9NaI (Yoduro de Sodio)
 9. $2\text{Li}_2\text{SO}_4$ (Sulfato de Litio)
 10. $6\text{NH}_4\text{OH}$ (Hidróxido de Amonio)

Cuando ya conocemos el peso total de una formula y el peso o masa de cada uno de los elementos, podemos encontrar en que porcentaje se encuentran y a este cálculo se le conoce como **COMPOSICIÓN PORCENTUAL**.

Seguimos con el mismo procedimiento anterior pero ahora realizaremos una regla de tres simple con el resultado final, de la siguiente manera:

Ejemplo: $4\text{H}_2\text{SO}_4$

Elemento	Coefficiente Se multiplica por el subíndice	Subíndice Se multiplica por la masa del elemento	Total de átomos de cada elemento	Peso o Masa del elemento (Tabla Periódica)	Total en peso o masa de cada elemento
Hidrógeno	4	2 =	8	1 =	8 g
Azufre	4	1 =	4	32 =	128 g
Oxígeno	4	4 =	16	16 =	256 g
				Peso total de la Fórmula	392 u.m.a.

Estos datos en color rosa serán los que necesitaremos para la composición porcentual.

Se representa en u.m.a
(Unidades de Masa Atómica)

- Entonces como primer paso será obtener el peso o masa total de la fórmula.
- Al resultado que se da en u.m.a. se iguala a 100%.
Ejemplo: $392 \text{ u.m.a} = 100\%$ Esto quiere decir que el peso o masa total es igual al 100%.
- Después cada uno de los elementos podemos saber en que porcentaje se encuentran en la fórmula:
 $392 \text{ u.m.a.} = 100\%$
 $8 \text{ g de Hidrógeno} = X$ (¿qué porcentaje será?)

$$X = \frac{(8 \text{ g de Hidrógeno}) \times (100 \%)}{392 \text{ u.m.a de } 4\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{800}{392} = 2.04 \% \text{ de Hidrógeno}$$

- Así seguiremos con los otros elementos y al final se sumarán los resultados expresados en porcentaje los cuales deberán sumar un 99.99% o bien un 100%.

Esto es con respecto a los compuestos químicos.

Actividad 10.- Ejercicios en clase de composición porcentual.

- Determina la composición porcentual de los elementos en las fórmulas anteriores:
- BaO_2 (Óxido de Bario)
- Fe_2O_3 (Óxido de Hierro II)
- 2HCl (Ácido Clorhídrico)
- $4\text{H}_3\text{PO}_4$ (Ácido Fosforico)
- 7KCN (Cianuro de Potasio)
- 5MgO (Óxido de Magnesio)
- $3\text{K}_3\text{PO}_4$ (Fosfato de Potasio)
- 9NaI (Yoduro de Sodio)
- $2\text{Li}_2\text{SO}_4$ (Sulfato de Litio)
- $6\text{NH}_4\text{OH}$ (Hidróxido de Amonio)

LAS MEZCLAS.

Ahora las mezclas serán estudiadas desde una perspectiva diferente.

En una mezcla homogénea o disolución, al componente que se encuentra en mayor proporción se le conoce como DISOLVENTE, y al componente o componentes presentes en menor proporción se les llama SOLUTOS.

Si el disolvente es agua, a la mezcla se le denomina **disolución acuosa**.

Las propiedades de las mezclas dependen tanto de la naturaleza de sus componentes como de la proporción en que éstos se encuentran.

Para especificar la proporción de los componentes en una mezcla suele utilizarse la **COMPOSICIÓN PORCENTUAL EN MASA**.

Cuando el soluto es un sólido podemos expresar la concentración considerando la masa del soluto y la masa de la disolución; esto se conoce como **PORCENTAJE EN MASA**.

Por ejemplo, para preparar agua endulzada podemos pesar 5 g de azúcar y disolverla en 95 g de agua; así tendremos 100 g de una disolución de azúcar (soluto) en agua (disolvente). En esta disolución el 5 % de la masa es azúcar y el 95 % de la masa es agua. En forma abreviada podemos describirla como: disolución acuosa de azúcar al 5 % en masa.

Para ello utilizamos la siguiente fórmula:

$$\% \text{ Masa} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{Masa de la disolución}} \times 100$$

Actividad 11.- Porcentaje en Masa

- Calcula el porcentaje de las siguientes soluciones.
 1. 300 gramos de soluto en 2500 gramos de solvente.
 2. 20 gramos de soluto en 100 gramos de solvente.
 3. 5 gramos de NaOH en 1000 gramos de H₂O.
 4. 95 gramos de H₂SO₄ en 500 gramos de agua.
 5. 200 gramos de HCl en 1000 gramos de solución.
 6. 0.750 gramos de KMnO₄ en 250 gramos de agua.
 7. 1250 gramos de HBr en 9000 gramos de solución.
 8. 40 gramos de KOH en 750 gramos de solución.
 9. 25 gramos de KI en 300 gramos de solución.
 10. 18 gramos de H₂S en 400 gramos de agua.

La concentración en porcentaje en volumen se emplea por lo general cuando la disolución involucra dos o más fases líquidas y se calcula de la siguiente manera:

$$\% \text{ volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{Volumen de la disolución}} \times 100$$

Actividad 12.- Porcentaje en volumen.

- ¿Cuál es el porcentaje de concentración de las siguientes soluciones que se prepararon con:
 1. 85 ml de soluto y 2 litros de disolvente.
 2. 4 ml de soluto y 750 ml de solvente.
 3. 52 ml de soluto y 450 ml de solvente.
 4. 1352 ml de soluto y 4 litros de solvente.
 5. 70 ml de soluto y 325 ml de solvente.
 6. 92 ml de soluto y 178 ml de solvente.
 7. 45 ml de soluto y 500 ml de solvente.
 8. 3.5 ml de soluto y 250 ml de solvente.
 9. 1274ml de soluto y 200 ml de solvente.
 10. 125 ml de soluto y 750 ml de solvente.

Actividad 13. Más Burbujas.

** Para recordar: Las disoluciones tienen las siguientes características:

- Son mezclas homogéneas.
- La cantidad del soluto es menor a la del disolvente.
- La cantidad del disolvente es mayor a la del soluto.
- Conforme aumenta la cantidad del soluto, la solución se vuelve más saturada.
- Las propiedades físicas de una disolución como la densidad dependen de la concentración.
- Las disoluciones se separan por métodos como la evaporación, la condensación y la destilación, entre otros.

BLOQUE II.

LA DIVERSIDAD DE PROPIEDADES DE LOS MATERIALES Y SU CLASIFICACIÓN QUÍMICA.

Tema 1. Mezclas, compuestos y elementos.

Subtema 1.2. ¿Cómo es la estructura de los materiales?

EL MODELO ATÓMICO.

La clasificación de la materia en mezclas, sustancias, compuestos y elementos es una parte esencial de la química; pero, ¿qué es lo que hace que un elemento sea diferente de otro?, ¿cómo se combinan los elementos para formar compuestos?

Actividad 1.- EL MODELO ATÓMICO.


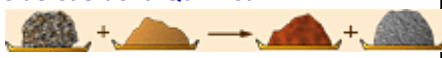

- Toma en cuenta la historia sobre el átomo.


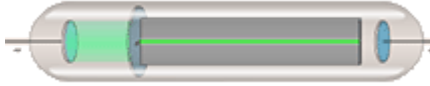
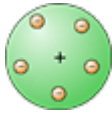

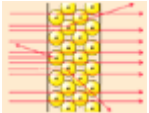
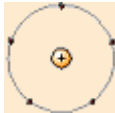



A lo largo de la historia se han propuesto varios modelos sobre la estructura interna de los átomos para explicar las propiedades físicas y químicas de las sustancias. Las características de los modelos más importantes han sido los de: Rutherford, Dalton, Thomson, Niels Bohr.

modelos atómicos

Desde la Antigüedad, el ser humano se ha cuestionado de qué estaba hecha la materia. Unos 400 años antes de Cristo, el filósofo griego **Demócrito** consideró que la materia estaba constituida por pequeñísimas partículas que no podían ser divididas en otras más pequeñas. Por ello, llamó a estas partículas **átomos**, que en griego quiere decir "indivisible". Demócrito atribuyó a los átomos las cualidades de ser eternos, inmutables e indivisibles.

Sin embargo las ideas de Demócrito sobre la materia no fueron aceptadas por los filósofos de su época y hubieron de transcurrir cerca de 2200 años para que la idea de los átomos fuera tomada de nuevo en consideración.

Año	Científico	Descubrimientos experimentales	Modelo atómico
1808	 John Dalton	Durante el s.XVIII y principios del XIX algunos científicos habían investigado distintos aspectos de las reacciones químicas, obteniendo las llamadas leyes clásicas de la Química . 	La imagen del átomo expuesta por Dalton en su teoría atómica , para explicar estas leyes, es la de minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables, iguales entre sí en cada elemento químico. 

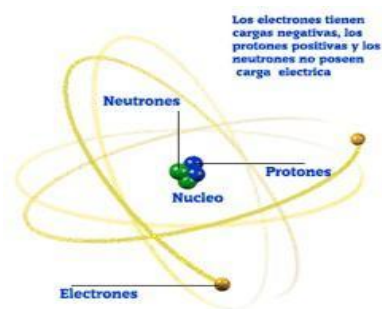
1897	 J.J. Thomson	<p>Demostro que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó electrones.</p> 	<p>De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones. <i>(Modelo atómico de Thomson.)</i></p> 
1911	 E. Rutherford	<p>Demostro que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto núcleo.</p> 	<p>Dedujo que el átomo debía estar formado por una <i>corteza</i> con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente. <i>(Modelo atómico de Rutherford.)</i></p> 
1913	 Niels Bohr	<p>Espectros atómicos discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso.</p> 	<p>Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos. <i>(Modelo atómico de Bohr.)</i></p> 

Actividad 2.- Modelos Atómicos.

- Relaciona las siguientes conclusiones experimentales con el modelo atómico a que dieron lugar; utiliza las conclusiones que se dan a continuación: (Ojo los paréntesis al final de cada número son las respuestas ok).
Teoría Atómica de Dalton
Modelo Atómico de Thomson
Modelo Atómico de Rutherford
Modelo Atómico de Bohr
1. El átomo no es indivisible ya que al aplicar un fuerte voltaje a los átomos de un elemento en estado gaseoso, éstos emiten partículas con carga negativa: _____ . (thomson)
 2. Al reaccionar 2 elementos químicos para formar un compuesto lo hacen siempre en la misma proporción de masas: _____ . (Dalton)
 3. Los átomos de los elementos en estado gaseoso producen, al ser excitados, espectros discontinuos característicos que deben reflejar su estructura electrónica: _____ .(Bohr)
 4. Al bombardear los átomos de una lámina delgada con partículas cargadas positivamente, algunas rebotan en un pequeño núcleo situado en el centro del átomo: _____ . (Rutherford).
- Consulta las palabras siguientes y escríbelas en el diccionario científico: Electrón, Orbital, Protón, Neutrón, Número Atómico, Átomo.

COMPOSICIÓN DEL ÁTOMO.

Estudios realizados acerca de la estructura de los átomos, han permitido determinar que éstos, se encuentran constituidos fundamentalmente por tres partículas, mismas que reciben el nombre de: **protón, electrón y neutrón**.



Experimentalmente, se ha comprobado que los protones y los neutrones, se encuentran concentrados en el centro o núcleo del átomo y que los electrones, están rodeando al núcleo en niveles de energía.

Además de las partículas fundamentales, se ha descubierto que en determinadas condiciones, el átomo contiene otras partículas, tales como: positrón, neutrino, mesón, antiprotón, fotón, etc.

Actividad 3.- Investigación Individual sobre el átomo.

- Investiga sobre cada una de las partículas siguientes: positrón, neutrino, mesón, antiprotón, fotón. Entrega la investigación y agréguela al periódico mural permanente.

RELACIÓN DE LAS PARTÍCULAS FUNDAMENTALES CON EL NÚMERO ATÓMICO Y EL NÚMERO DE MASA.

En relación al número de partículas fundamentales, que constituyen a los átomos de los diferentes elementos, experimentalmente se han determinado dos valores: **el número atómico y el número de masa**, los cuáles simbólicamente, se representan: el primero por **Z** y el segundo por **A**.

- El Número Atómico (**Z**) está relacionado directamente con el número de protones o cargas positivas que el átomo tiene en su núcleo, también indicará el número de electrones que el átomo tiene, en sus niveles de energía.
- Es decir: El Número Atómico = Protones = Electrones.
$$Z = P = e^-$$

- Como el Número de Masa (**A**) del átomo es igual a la suma de las masas de los protones y neutrones contenidos en él, para determinar el número de neutrones que existen en el núcleo de los átomos, al número de masa (**A**) que poseen éstos, se le resta el número de protones que en él existen.
- Es decir: El Número de Masa (**A**) = Protones + Neutrones.
$$A = P + N$$
- Y para obtener los Neutrones (**N**) = Número de masa (**A**) – Número Atómico (**Z**)

$$N = A - Z$$

- Y cuando solo se da el resultado total de protones y neutrones sin especificar cuantos son unos y cuantos son otros se les llama en conjunto **NUCLEONES**.
- Ejemplo: Al aplicar lo anterior para determinar la estructura del átomo de cobre (Cu), tendremos: $Z = 29$ $P = 29 e^-$ y como el número de masa de dicho átomo es igual a 64, entonces, el número de neutrones será igual a 35; y los nucleones son un total de 64.

Actividad 4.- Video en el Aula

- Para entender mejor la estructura del átomo ver el video “El Átomo” del volumen III de la colección El mundo de la Química. (Elaborar un cuestionario de no más de 5 a 10 preguntas).

Actividad 5.- Número Atómico y Número de Masa.

- Determina las partículas subatómicas de los siguientes elementos químicos:
 1. Azufre (S)
 2. Sodio (Na)
 3. Potasio (K)
 4. Oxígeno (O)
 5. Magnesio (Mg)

Recordemos lo siguiente:

$$Z = P = e^-$$

$$A = P + N$$

$$N = A - Z$$

= ORGANIZACIÓN DE LOS ELECTRONES EN EL ÁTOMO. =

Se ha comprobado que los electrones que contiene un átomo, se encuentran en constante movimiento a diferentes distancias del núcleo formando las capas o niveles de energía.

Estos niveles energéticos en donde pueden estar alojados los electrones de un átomo se denominan:

K o 1
L o 2
M o 3
N o 4
O o 5
P o 6
Q o 7

El nivel K o 1 es el más cercano al núcleo y el Q o 7 el más alejado del mismo.

Esto se representa así:

	K 1	L 2	M 3	N 4	O 5	P 6	Q 7
<div style="border: 1px solid black; border-radius: 50%; width: 40px; height: 40px; display: flex; flex-direction: column; align-items: center; justify-content: center; padding: 5px;"> P = + N = ± </div>	2	8	18	32	32	18	8

Niveles de Energía o Niveles Energéticos.

Los niveles energéticos únicamente podrán contener un número máximo de electrones, el que corresponde **“al duplo del cuadrado del número del nivel correspondiente”**.

$2n^2$, es la fórmula que se aplica para conocer cuántos electrones deben estar en cada nivel energético, la letra N corresponde al número del nivel.

Al aplicar lo anterior tendremos: $2n^2$

$$2(1)^2 = 2$$

$$2(2)^2 = 8$$

$$2(3)^2 = 18$$

$$2(4)^2 = 32$$

Del quinto nivel en adelante ya no se aplica la regla anterior por que no existe en la naturaleza un átomo que tenga en un nivel de energía más de 32 electrones.

Se ha determinado que al quinto nivel le corresponden como máximo 32 electrones, al sexto 18 y al séptimo 8.

Además, debemos tener presente en la estructura electrónica, que el último nivel de energía de un átomo, no podrá contener más de ocho electrones.

Actividad 6.- Partículas Fundamentales del Átomo.

- Con el número de masa que se anota y en número atómico que consultarás en la tabla periódica, determina las partículas fundamentales que les corresponde a los siguientes átomos. Registra estos valores en la línea correspondiente:

1. El átomo de Helio (He) con: $A = 4$ y con $Z = \underline{\quad}$ contiene:

En el núcleo:

Protones:

Neutrones:

Nucleones:

En la envoltura:

Electrones:

¿En cuántos niveles de energía se hayan distribuidos los electrones que contiene el átomo de helio?

 .

¿Cuántos electrones forman su nivel de energía? .

2. El átomo de Boro (B) con $A = 11$ y con $Z = \underline{\quad}$

Contiene en el núcleo:

Protones:

Neutrones:

Nucleones:

En la envoltura:

Electrones:

¿En cuántos niveles de energía se hayan distribuidos los electrones que tiene el átomo de boro?

 .

¿Cuántos electrones forman su primer nivel de energía? .

¿Cuántos contiene en su segundo nivel de energía? .

3. El átomo de Neón (Ne) con $A = 20$ y con $Z = \underline{\quad}$

Posee en el núcleo:

Protones:

Neutrones:

Nucleones:

En la envoltura existen:

Electrones:

¿En cuántos niveles de energía se hayan distribuidos los electrones que contiene el átomo de Neón?

¿Cuántos electrones forman su primer nivel de energía?

¿Cuántos su segundo nivel energético?

4. El átomo de Fósforo (P) con $A = 31$ y con $Z = \underline{\quad}$

Tiene en el núcleo:

Protones:

Neutrones:

Nucleones:

En la envoltura:

Electrones:

¿En cuántos niveles de energía están distribuidos los electrones que contiene el átomo de Fósforo?

¿Cuántos electrones se alojan en su primer nivel de energía?

¿Cuántos en su segundo nivel energético?

¿Cuántos electrones forman su tercer nivel de energía?

5. El átomo de Calcio (Ca) con $A = 40$ y con $Z = \underline{\quad}$

Contiene en el núcleo:

Protones: ____

Neutrones: ____

Nucleones: ____

En la envoltura: ____

¿En cuántos niveles de energía se hayan distribuidos los electrones que contiene el Calcio? _____

¿Cuántos electrones contiene su primer nivel de energía? _____

¿En su segundo nivel energético cuántos electrones se alojan? ____

¿El átomo de Calcio en su tercer nivel de energía cuántos electrones contiene? _____

¿Cuántos el cuarto nivel energético? _____

¿Por qué desde el punto de vista eléctrico, a los átomos se les considera neutros?

Actividad. 7.- Elabora un resumen de tu libro de las páginas 110 a la 117. Con este resumen deberás hacer los dibujos siguientes: 2.13; 2.20; 2.23; 2.24; 2.28.

Actividad 8.- De la página 116 copia en tu cuaderno el cuadro celeste y sus dibujos.

= TEORÍA MECÁNICA CUÁNTICA ONDULATORIA =

La Mecánica cuántica es la parte de la física que estudia el movimiento de las partículas muy pequeñas.

El concepto de partícula “muy pequeña” atiende al tamaño en el cual comienzan a notarse efectos como la imposibilidad de conocer con exactitud infinita y a la vez la posición y la velocidad de una partícula.

A tales efectos suele denominárseles “efectos cuánticos”.

Así, la Mecánica Cuántica es la que rige el movimiento de sistemas en los cuales los efectos cuánticos sean relevantes.

Con la aportación de Bohr, Sommerfeld, Schrödinger, Uhlenbeck, Dirac (británico) y Goudsmit se establece el principio de la energía cuantizada, el cual establece que la energía de un electrón se encuentra cuantizada y minimizada, es decir, caracterizada por cuatro números cuánticos o parámetros los que simbólicamente se representan por **n, l, m y s**.

Los cuatro números cuánticos **n, l, m y s** dan un conocimiento más preciso del espacio que recorren los electrones y de los estados electrónicos de un átomo.

Las regiones limitadas de espacio que rodean al núcleo y en donde probablemente se encuentran situados los electrones reciben el nombre de *orbitales atómicos*.

NÚMERO CUÁNTICO “N”

El número cuántico N llamado número cuántico principal o fundamental, representa al nivel energético de los electrones, por tanto, la distancia al núcleo de un electrón.

Sus valores son enteros y positivos y van del 1 al 7, numerando sucesivamente de dentro hacia fuera los niveles energéticos.

Por ejemplo: en el nivel más cercano al núcleo, n será igual a 1 (n=1) y en el más alejado será igual a 7 (n=7).

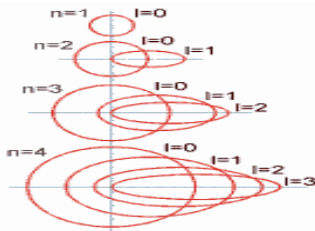
Cada órbita le corresponde con un nivel energético que recibe el nombre de número cuántico principal.



NÚMERO CUÁNTICO “L”

El número cuántico L también llamado número secundario o azimutal determina la forma de la nube electrónica en donde puede estar alojado el electrón. Los valores numéricos que puede tener L están relacionados con los de N y van de cero hasta $N - 1$. Es decir: para $n = 4$ los valores de L serán los que se obtengan al sustituir a N por el valor numérico del nivel, en este caso $4 - 1 = 3$

Por lo tanto, los valores numéricos de L para ese nivel, serán los que se obtengan a partir de cero hasta 3 o sea 0, 1, 2 y 3. En consecuencia para $n = 4$; $L = 0, 1, 2$ y 3



A cada valor de N únicamente le corresponden ciertos valores de L, los cuales están en relación con las formas particulares de los orbitales en los diferentes niveles de energía.

Al valor cero le corresponde una orbital de forma esférica; al uno, de peras encontradas en el vértice, para el dos, la forma es parecida a mancuernas y para L igual a tres, es difícil precisar la forma.

Para los valores $L = 0, 1, 2$ y 3 la notación de los orbitales es s, p, d y f es decir:

Valor L	Notación de los orbitales
$L = 0$	s
$L = 1$	p
$L = 2$	d
$L = 3$	f

Al conjunto de orbitales que poseen los mismos valores de N y L se les llama **subniveles**.

Como en $N = 2$ los valores son 0 y 1. Al conjugar el nivel con la notación de los valores L, vemos que en el segundo nivel energético existen dos subniveles que son el 2s y el 2p es decir, que los diferentes valores de L especifican los subniveles de energía que existen dentro de cada nivel energético.

Actividad 1.- Números Cuánticos N y L

- Registra sobre las líneas los datos que se piden de los siguientes niveles de energía..

Niveles de Energía	Valores de L	Notación de los valores de L
Subniveles		
a. $N = 1$	L = _____	_____
b. $N = 2$	L = _____	_____
c. $N = 3$	L = _____	_____
d. $N = 4$	L = _____	_____

¿Cuántos subniveles existen en el primer nivel de energía? _____

¿En cuántos subniveles está dividido el segundo nivel energético? _____

¿Al tercer nivel energético cuántos subniveles lo forman? _____

¿Cuántos subniveles contiene el cuarto nivel energético? _____

NÚMERO CUÁNTICO “M”

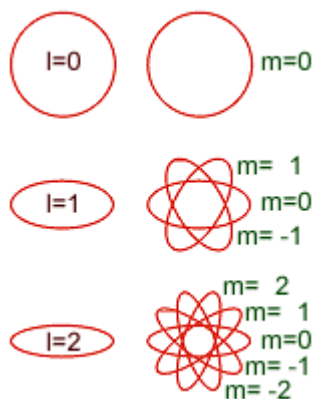
El tercer número cuántico M, llamado número cuántico magnético, esta relacionado con el número y las orientaciones espaciales permitidas para los orbitales. Determina la orientación espacial de las órbitas, de las elipses. Su valor dependerá del número de elipses existente y varía desde -1 hasta 1 pasando por cero.

Los valores de M para cada valor de L son $2L + 1$.

Si aplicamos lo anterior para $L = 1$ (subnivel p) tendremos: $2 \times 1 + 1 = 3$

Es decir que para ese valor de L, los valores de M son tres o sea $M = -1, 0, +1$

Como M indica las orientaciones y el número de orbitales que hay en un subnivel, para $L = 1$, M es igual a -1, 0 y +1 o sea, que en los subniveles p, hay tres orientaciones las que corresponden a los tres orbitales permitidos.



Actividad 2.- Números cuánticos M y S

- Determina los valores de M en los siguientes valores de L.

- $L = 0$ total de valores de M _____ y son: $M =$ _____
- $L = 2$ total de valores de M _____ y son: $M =$ _____
- $L = 3$ total de valores de M _____ y son: $M =$ _____

Para $L = 0$ subnivel s ¿Cuántos orbitales permitidos existen? _____

Para $L = 1$ subnivel p ¿Cuántos orbitales permitidos existen? _____

Para $L = 2$ subnivel d ¿Cuántos orbitales permitidos existen? _____

Para $L = 3$ subnivel f ¿Cuántos orbitales permitidos existen? _____

Como el número de orbitales que existen en un nivel energético es igual a N^2 .

En $N = 2$ habrá 2^2 o sea cuatro orbitales.

¿Cuántas orbitales existen en el primer nivel de energía? _____

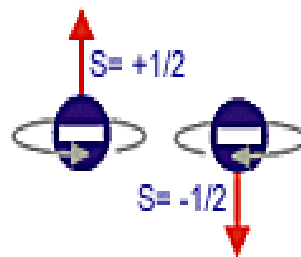
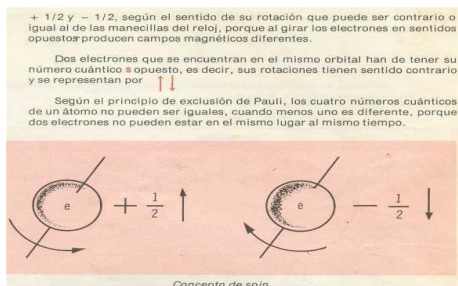
¿En el segundo nivel de energía cuántas orbitales intervienen? _____

¿En el tercer nivel energético cuántas orbitales contiene? _____

¿En el cuarto nivel de energía cuántas orbitales pueden existir? _____

NÚMERO CUÁNTICO “S”

El cuarto número cuántico **S** también llamado de *Spin o Giro*, refleja el estado magnético de un electrón, originado por la rotación sobre su propio eje. Cada electrón, en un orbital, gira sobre si mismo. Este giro puede ser en el mismo sentido que el de su movimiento orbital o en sentido contrario. Este hecho se determina mediante un nuevo número cuántico, que puede tomar dos valores, $-1/2$ y $+1/2$



Estas notaciones indican, que en una orbital los electrones sólo pueden tener giros opuestos entre sí, por tal motivo en una orbital sólo pueden existir dos electrones.

Al relacionar los cuatro números cuánticos, n, l, m y s; se obtiene el número probable de subniveles, de orbitales y máximo de electrones que existen en un nivel de energía.

Los números cuánticos

Nº CUÁNTICO	LETRA	DESCRIPCIÓN	DETERMINA...
Número cuántico principal	n	Igual que el nº cuántico del modelo de Bohr. Puede tomar todos los valores de los nºs naturales.	NIVEL
Número cuántico secundario o azimutal	l	Toma valores entre 0, y n - 1. Así, si n = 3, l = 0, 1, 2. El nº l determina la geometría del orbital (ver esquema).	SUBNIVEL
Número cuántico magnético	m	Toma los valores comprendidos entre 0 y l. Por ejemplo, si l = 2, m = -2, -1, 0, 1, 2.	ORBITAL
Número cuántico de spin	s	Sus valores son ± 1/2	SPIN

Denominación	Representación	Valores permitidos	Relacionado con:
Parámetro cuántico espacio-energético fundamental	n	Enteros positivos 1 2 3 4 5 6 7	Volumen ocupado por la región espacio-energética de manifestación probabilística electrónica orbital
Parámetro cuántico por forma	l	s p d f	Forma de la orbital
Parámetro cuántico por orientación	m	Desde -l hasta +l pasando por cero	Número y posibilidades de orientación espacial de las orbitales
Parámetro cuántico por spin	s	Dos valores: $-\frac{1}{2}$ 0 $+\frac{1}{2}$	Posibilidad de aceptar o no un electrón adicional en las orbitales.

Para determinar el número máximo de electrones que existen en un subnivel, se multiplican los números impares de los niveles de energía por dos.

Es decir:

$$1 \times 2 = 2; 3 \times 2 = 6; 5 \times 2 = 10; 7 \times 2 = 14$$

Estos números impares corresponden sucesivamente al número de orbitales de los subniveles s, p, d, f.

En los subniveles de cualquier nivel de energía habrá como máximo 2 electrones en el s, 6 en el p, 10 en el d, 14 electrones en el f.

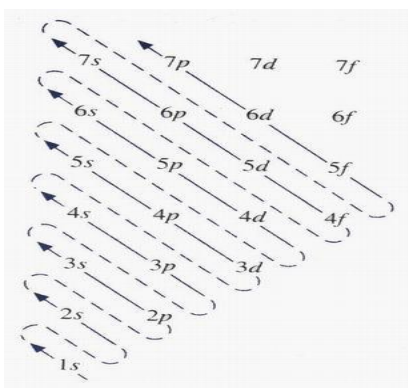
En un nivel de energía según el número de electrones que el átomo contenga, pueden existir como máximo 1 orbital s, 3 orbitales p, 5 orbitales d y 7 orbitales f, conteniendo dichos orbitales como máximo los siguientes electrones:

$$S^2, P^6, D^{10}, F^{14}.$$

n...	K	L		M			N			
	1	2		3			4			
l... Subcapa	0 s	0 s	1 p	0 s	1 p	2 d	0 s	1 p	2 d	3 f
Nº máx. e ⁻	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14
Total e⁻	2	8		18			32			

Recibe el nombre de configuración electrónica, la distribución más probable y estable de los electrones entre los orbitales disponibles de un átomo.

Para darles colocación a los electrones que contiene un nivel energético utilizamos la estructuración electrónica de los átomos, que seguirá el siguiente orden:



Esta tabla se determina así:



El orden de esta tabla será:



Para determinar la configuración atómica y electrónica de un átomo se realiza lo siguiente:

Ejemplo: Determinar la configuración atómica y electrónica del átomo del Sodio (Na).

$$Z = 11$$

$$A = 23$$

$$P = 11$$

$$e^- = 11$$

$$n = 12$$

	K	L	M
$p = 11$ $n = 12$	2	8	1
	s	s, p	s



Actividad 3. Determina la configuración atómica y electrónica de los siguientes átomos de los elementos químicos.

- Azufre (S)
- Fierro (Fe)
- Arsénico (As)
- Bromo (Br)
- Aluminio (Al)
- Boro (B)
- Potasio (K)
- Flúor (F)
- Neón (Ne)

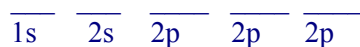
La representación Gráfica de la Estructura electrónica de los átomos.

Como la representación gráfica de la estructura electrónica de un átomo es difícil mediante las formas que tienen los orbitales, para simplificarla se hará en la siguiente forma:

- La orbital de un nivel se representará por medio de una rayita horizontal (—)
- El tipo de orbital por medio de 1s, 2, 2p, 3s, etc.
- Los electrones se representarán por medio de fuerzas con sentidos opuestos una de la otra
Lo que indicará, el movimiento del electrón a derecha e izquierda de su eje.
- La separación de cada nivel de energía, se hará por medio de una línea vertical (|).

Ejemplo:

Configuración electrónica y gráfica del Oxígeno (O).



Actividad 4.- Configuración Electrónica y Gráfica.

* Determina la configuración electrónica y gráfica de los siguientes átomos:

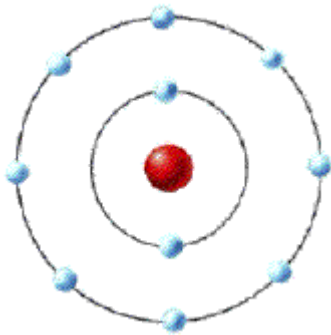
1. Calcio (Ca)
2. Cloro (Cl)
3. Fósforo (P)
4. Carbono (C)
5. Silicio (Si)
6. Magnesio (Mg)
7. Selenio (Se)
8. Helio (He)
9. Nitrógeno (N)
10. Argón (Ar)

ORGANIZACIÓN DE LOS ELECTRONES EN EL ÁTOMO. ELECTRONES INTERNOS Y EXTERNOS.

Aunque la masa de un átomo está esencialmente concentrada en el núcleo, el tamaño del átomo está determinado por la región del espacio en la que se desplazan los electrones.

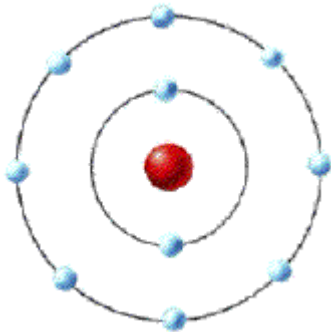
En el modelo de capas electrónicas se asume que aunque no sabemos dónde se encuentran los electrones de manera precisa, las regiones donde es más probable encontrarlos forman capas esféricas concéntricas alrededor del núcleo. En particular se distinguen dos regiones o capas principales:

1. Una región interna donde se localizan electrones que son atraídos con tal fuerza por el núcleo que nunca interactúan con otros átomos. Estos electrones reciben el nombre de *electrones internos* y la zona donde se encuentran se conoce como *capa interna o corazón del átomo*.



Electrones internos

- Una región externa donde se localizan los electrones cuya fuerza de atracción con los protones en el núcleo es más débil. Estos electrones, denominados **electrones externos o de valencia**, pueden interactuar con los electrones y protones de otros átomos. La región donde se encuentran estos electrones recibe el nombre de **capa externa o de valencia**.



Electrones externos

Los electrones en la capa externa ocupan la mayor parte del volumen del átomo. De acuerdo con este modelo, los átomos pueden ganar, perder o compartir sólo los electrones localizados en la capa de valencia pues éstos son los electrones más débilmente atraídos por el núcleo del átomo.

Actividad 5. - Electrones internos y externos.

ISÓTOPOS.

Aunque los átomos de un mismo elemento siempre tienen el mismo número de protones, no siempre tienen el mismo número de neutrones.

Átomos con igual número de protones pero diferente número de neutrones reciben el nombre de isótopos de ese elemento.

En 1910 el inglés Frederick Soddy (1877-1956) introdujo el término Isótopo para denominar átomos que difieren en su masa atómica aunque tienen el mismo número atómico, lo que cambia en los isótopos es el número de neutrones.

Como ya vimos, los protones del núcleo atómico tienen carga positiva y se repelen unos a otros; es la presencia de los neutrones lo que ayuda a mantenerlos unidos.

Sin embargo, hay isótopos en los que el número de neutrones presentes no estabilizan al átomo.

El núcleo atómico puede perder algunas partículas para transformarse en el núcleo de un elemento más estable. Durante este proceso el átomo inestable emite radiación en forma de ondas electromagnéticas y partículas con alta energía y se dice que es radiactivo.

Muchos elementos químicos en nuestro planeta tienen isótopos que son radiactivos; a éstos se les llama radioisótopos y algunos son más estables que otros.

Las radiaciones emitidas por isótopos radiactivos son un componente natural del ambiente. Sin embargo, la exposición a fuertes dosis de este tipo de radiación es peligrosa, pues puede alterar la estructura del material genético en nuestras células. Por otra parte, las emisiones radiactivas pueden servir para curar ciertos tipos de cáncer y realizar análisis médicos si se les utiliza de manera controlada (radioterapia).

Actividad 6. - Investigación Individual.

- Investiga sobre los Isótopos y agrégalo al periódico mural permanente.
- Investiga que elementos de la tabla periódica tienen isótopos.
- Además que uso tienen los isótopos.

Actividad 7.- Repaso

- Elabora un resumen en tu cuaderno de las páginas 122 y 123 de tu libro.
- Agrega el glosario de la página 122, 124 al Diccionario Científico.
- Realiza las actividades extras que te entregará el maestro y agrégalas a la carpeta de actividades.
- Contesta las páginas 126 y 127 de tu libro.

MODELO DE LEWIS Y ELECTRONES DE VALENCIA.

A mediados del siglo XIX, para explicar cómo se unen los distintos elementos, algunos científicos encabezados por **Edward Frankland**, **Friedrich Kekulé** y **Hermann Kolbe**, propusieron que los compuestos se forman a través de fuerzas de atracción que se daban, como si fueran imanes, entre los elementos positivos y negativos.

A esta teoría se le llamó teoría de los radicales de valencia.

Esta teoría dominó el campo de la química hasta que, en 1916, el químico y físico **Gilbert Newton Lewis** propuso que los enlaces químicos se formaban entre los átomos porque los electrones de los átomos interactuaban entre ellos; es decir, sugirió que los

elementos en su último orbital para que estén completos deben tener ocho electrones, y los átomos con menos de ocho electrones se enlazaban para compartir electrones y completar su envoltura.

A estos electrones de la última capa también se les conoce como *electrones de valencia*.

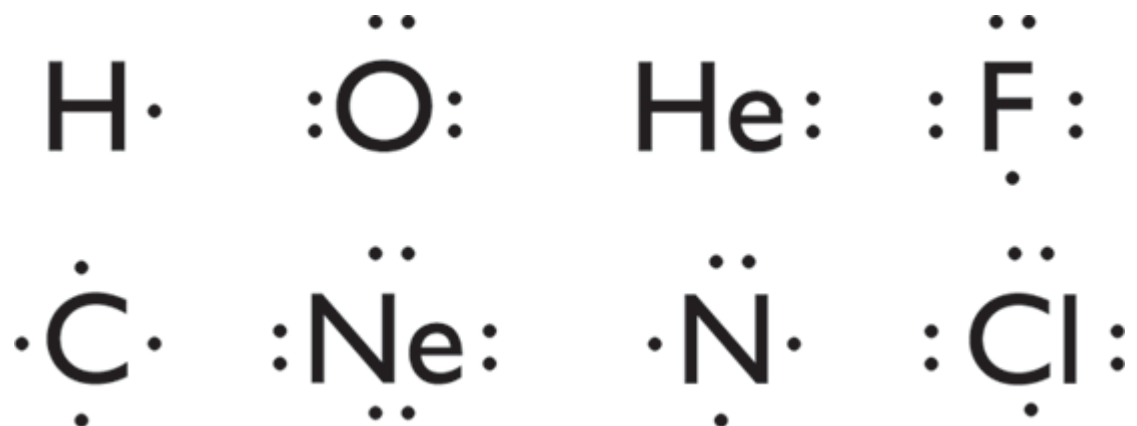
La teoría de Lewis se conoce también como la teoría del octeto porque plantea que deben ser ocho electrones en la última capa para que el átomo sea estable. Este número de electrones externos es característico de ciertos elementos muy estables y que casi no se enlazan con otros elementos, por lo que se les conoce como GASES NOBLES.

Para simplificar la representación de los electrones de valencia (los del último nivel de energía) es común utilizar **diagramas de puntos de Lewis**.

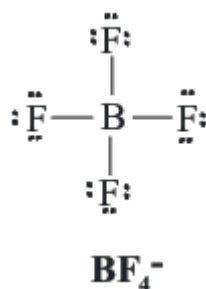
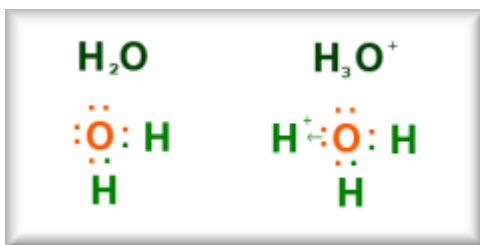
En este tipo de diagramas se usa el símbolo del elemento para representar el corazón del átomo y alrededor de éste se añaden puntos, uno por cada electrón de valencia.

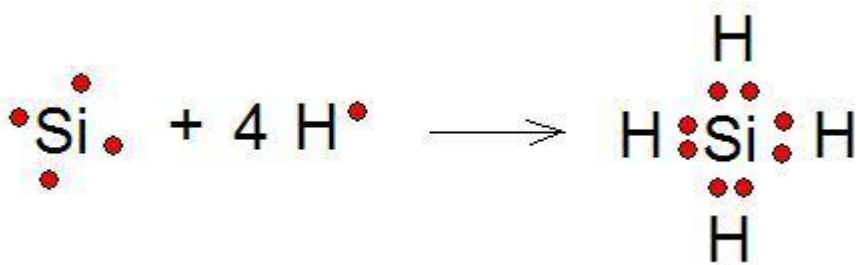
Los puntos se dibujan primero separados empezando desde arriba, abajo y a ambos lados del símbolo hasta completar cuatro, y los siguientes puntos se agrupan para formar pares con los anteriores hasta tener un máximo de cuatro pares.

Los átomos de los elementos más comunes tienen entre uno y ocho electrones de valencia. Para entender mejor cómo construir este tipo de representaciones, analiza los siguientes átomos.



Este modelo también funciona en el caso de las moléculas cuyos átomos tienen elementos diferentes entre sí, tales como los siguientes:





Actividad 8.- Estructura de Lewis.

- Determina el diagrama de Lewis de los siguientes elementos: Litio, Berilio, Boro, Cloro, Magnesio, Sodio, Aluminio, Argón.
- Contesta la actividad Estructura de Lewis que te proporciona el maestro.
- Dibuja las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas. Toma en cuenta las estructuras antes vistas:
 - a. CH_4
 - b. MgH_2
 - c. $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$

Actividad 9.- Repaso

- Elabora un resumen en tu cuaderno de las páginas 118, 119,120,121 de tu libro.

BLOQUE II.

LA DIVERSIDAD DE PROPIEDADES DE LOS MATERIALES Y SU CLASIFICACIÓN QUÍMICA.

Tema 1. Mezclas, compuestos y elementos.

Subtema 1.3. La clasificación científica del conocimiento de los materiales.

En los años siguientes al nacimiento de la química y los estudios de Lavoisier en el siglo XVIII, la actividad en la investigación química fue muy intensa.

Apenas tres décadas después de la muerte del llamado padre de la química, ya se habían descubierto más de 50 elementos químicos.

Ante esta enorme diversidad era crucial contar con un sistema de clasificación útil y preciso. Muchas de las mejores mentes de esa época se abocaron a la tarea de construir tal clasificación, que resultaba tremendamente elusiva.

Actividad 1.- La clasificación.

- Contesta:

1. Intenta lo siguiente: escribe hacia abajo 10 veces la palabra **Clasificar** y frente a ella escribe con que lo relacionas.

Clasificar _____
Clasificar _____
Clasificar _____
Clasificar _____
Clasificar _____
Clasificar _____
Clasificar _____
Clasificar _____
Clasificar _____
Clasificar _____

2. ¿Cómo se clasifican las palabras en un diccionario?

_____.

3. ¿Qué ocurriría si no estuvieran ordenadas de esa manera?

_____.

4. ¿De qué forma están clasificados los productos en un supermercado?

_____.

5. ¿Qué utilidad se obtiene de este ordenamiento?

_____.

6. ¿De que manera tu mamá ordena la casa?

_____.

7. ¿Qué intención tiene que realice ese ordenamiento?

_____.

8. ¿Cómo ordenas las cosas en tu ropero?

_____.

9. ¿Te es útil ese ordenamiento?

_____.

10. ¿Qué importancia tiene la clasificación?

_____.

Los hombres de ciencia, a medida que fueron descubriendo los elementos químicos, durante el transcurso del siglo XIX, se percataron de las propiedades semejantes y diferentes entre algunos de ellos.

Estos científicos intentaron ordenar y formar grupos de las sustancias químicas elementales de acuerdo con sus características y aparecieron las primeras tablas de clasificación de los elementos químicos.

Los químicos han generado un sistema de clasificación de gran utilidad para hacer predicciones sobre cómo reaccionan los elementos unos con otros y sobre las propiedades de los compuestos químicos que se forman.

Actividad 2.- Primeras Clasificaciones.

- Investiga de que manera clasificaron a los elementos los científicos: Johann Wolfgang Döbereiner; John Alexander Reina Newlands; Jacobo Berzelius; Stanislaw Cannizzaro; Dimitri Mendeleiev; Henry Moseley; Julios Lothar Meyer; recuerda que ya tienes los trabajos realizados por ellos en tu periódico mural permanente.

Actividad 3.- Una tabla Periódica.

- Realiza la actividad por equipos de solo 4 personas.

Actividad 4.- Ponte en acción.

- Analiza y predice la siguiente clasificación, y contesta lo que se te pide.

Actividad 5.- Repaso

- Elabora un resumen en tu cuaderno de las páginas de tu libro 127, 128, 129, 130, 131, 132, 133,
- Agrega el glosario de las páginas 131, 132; al diccionario científico.
- ¿Qué ventajas para los químicos tiene el uso de las tablas con los elementos químicos?
- ¿Por qué surge la clasificación de elementos?
- ¿Qué personajes se adelantaron a Mendeleiev en la clasificación de los elementos?
- ¿Cuáles eran los nombres con los que se conocían sus agrupamientos?
- ¿Qué propiedad del átomo tomaron como base los químicos Döbereiner y Newlands para elaborar sus clasificaciones de los elementos?
- ¿Cuál fue el gran mérito de Mendeleiev respecto de la tabla periódica?
- ¿Qué dice la ley periódica?

LA TABLA PERIODICA.

La tabla periódica propuesta por Mendeleiev explica de manera satisfactoria las semejanzas entre los elementos con propiedades periódicas. Propuso la ley periódica de los elementos, según la cual las propiedades de éstos varían de manera regular o periódica de acuerdo con su masa atómica.

Sobre esta base, los elementos de la tabla periódica se organizan por agrupaciones verticales y horizontales, denominadas familias y periodos, respectivamente.

Actividad 1.- La Tabla Periódica.

- Con la tabla periódica que se te proporcionará ve llenando lo que se te indica.
- La tabla periódica actual está organizada en 7 periodos horizontales, los cuales corresponden a los renglones o filas, indican el último nivel de energía que van llenando (indícalos con el número del 1 al 7 como se te indica).
- Y en 18 columnas verticales que son los grupos o familias, en las cuales están los elementos con propiedades químicas semejantes (coloca el número a cada uno de los grupos como se te indica).
- Complementa la tabla con los símbolos de los elementos según el grupo al que se te indica en seguida:

I A.- Es la familia de los metales alcalinos; está formado por el hidrógeno (no por ser metal sino por ciertas propiedades químicas semejantes a ellos); Litio, Sodio, Potasio, Rubidio, Cesio, Francio.

II A.- Metales Alcalinotérreos.- Berilio, Magnesio, Calcio, Estroncio, Bario, Radio.

III A.- Metales Térreos.- Boro, Aluminio, Galio, Indio, Talio.

IV A.- Familia del Carbono.- Carbono, Silicio, Germanio, Estaño, Plomo.

V A.- Familia del Nitrógeno.- Nitrógeno, Fósforo, Arsénico, Antimonio, Bismuto.

VI A.- Familia del Oxígeno o Calcógenos.- Son formadores de minerales, ácidos o bases, y son: Oxígeno, Azufre, Selenio, Telurio y Polonio.

VII A.- Halógenos.- Formadores de sales, como: Flúor, Cloro, Bromo, Yodo, Astatio.

VIII A.- Gases Nobles, Grupo Cero, Gases Inertes o Raros.- Están formados por: Helio, Neón, Argón, Kriptón, Xenón y Radón.

Los Grupos del III al XII o grupos B del I al VIII, corresponden a elementos metálicos, llamados elementos de transición por tener sus dos o tres últimos niveles incompletos, incluye a los elementos que se encuentran en la parte inferior de la tabla que forman las series de los lantánidos o tierras raras que comprende del lantano hasta el lutencio y la de los actínidos integrada por los elementos que van del actinio hasta el laurencio.

Los periodos están numerados del 1 al 7. Cada periodo indica el número de niveles de energía en que se distribuyen los electrones de los elementos.

El periodo 1 está formado por 2 elementos, Hidrógeno y Helio.

El periodo 2 está formado por 8 elementos que van desde el Litio hasta el Neón.

El periodo 3 está formado por 18 elementos que van desde el Sodio hasta el Argón.

Se consideran periodos cortos el 2 y el 3 por contar con 8 elementos cada uno.

El periodo 4 incluye 18 elementos que van del potasio al Kriptón.

El periodo 5 cuenta con 18 elementos que van desde el Rubidio hasta el Xenón.

El periodo 6 va del Cesio al Radón, incluye la serie de los lantánidos por lo que está formado por 32 elementos al igual que el periodo 7, éste inicia con el Francio y abarca la serie de los actínidos y el resto de los elementos recientemente descubiertos.

Los periodos 4, 5, 6 y 7 están considerados largos por el número de elementos que los forman.

Actividad 2.- Cuestionario.

- Contesta en tu cuaderno las siguientes preguntas; trabaja en equipo de 4 personas.
- 1. ¿En qué periodos se encuentran los siguientes elementos: el cromo, azufre y cesio?
- 2. ¿En qué grupos se clasifica el potasio, oro y plomo?
- 3. ¿Cuáles otros elementos pertenecen a la misma familia en la que se encuentra el oro?
- 4. ¿Qué datos puedes obtener de la tabla periódica?
- 5. ¿Será importante utilizar la tabla periódica para los científicos?
- En la tabla que te proporciona el maestro ilumina de azul los elementos representativos; de rojo los elementos de transición y de amarillo las series de los lantánidos y los actínidos. (Tabla en blanco antes vista)
- En otra tabla ilumina cada familia de color diferente a los utilizados anteriormente, anota el nombre de cada una de las familias.
- En otra tabla ilumina cada periodo de color diferente y anota el número que corresponde a cada uno.

Actividad 3.- MASA Y NÚMERO ATÓMICO.

- Realiza la actividad y entrégala para revisión y anéxala en la carpeta de actividades.

Actividad 4.- ACTIVIDADES DE INTEGRACIÓN (2 Hojas)

Actividad 5.- Video en el Aula.

- Mostrar el video en el aula Volumen 4 LA TABLA PERIODICA.

BLOQUE II.

LA DIVERSIDAD DE PROPIEDADES DE LOS MATERIALES Y SU CLASIFICACIÓN QUÍMICA.

Tema 1. Mezclas, compuestos y elementos.

Subtema 1.4. Tú decides: ¿qué materiales utilizar para conducir la corriente eléctrica?

Como habrás notado, una de las primeras cosas que salta a la vista al observar la tabla periódica es que la mayoría de los elementos son metales. Recordarás en el bloque 2 de Ciencias II vimos algo sobre los metales y sobre los conductores y aislantes.

¿Qué características distinguen a los metales?

Actividad 1.- Investigación METALES.

- Investiga sobre las características de los metales.
- Leer el cuadro azul de la página 134 de tu libro y complementar tu investigación.

Actividad 2.- Características de los metales.

- Realiza la práctica y contesta lo que se pide.

Actividad 3.- ¿POR QUÉ COBRE?

- Realiza la actividad y contesta lo que se pide.

Actividad 4.- Video en el Aula.

- Ver video en el aula Volumen 10 LOS METALES.

Actividad 5.- Actividades Extras

- Realiza las actividades extras que te proporcionará el maestro.