



Institución Educativa

JUAN PABLO I

La Llanada Nariño.

Ciencias Naturales

GRADO 10°

MODULO EDUCATIVO 2

Aulas sin fronteras

Aulas
sin fronteras

Los contenidos educativos de Aulas sin Fronteras buscan apoyar a los docentes mediante la producción de planes completos en secuencias didácticas acompañadas por video clips y recursos impresos para estudiantes.



ALCALDÍA MUNICIPAL
LA LLANADA

TEL: 800.149.894-0

Comprometidos con la comunidad

MUNICIPIO LA LLANADA



**Colombia
aprende**
La red del conocimiento



El futuro
es de todos

Gobierno
de Colombia



**Gobernación
de Nariño**
¡EN DEFENSA DE LO NUESTRO!

Clase 7

Tema: Organización de la Tabla Periódica: grupos y periodos

¿Cómo se organizan los elementos químicos dentro de la Tabla Periódica?

Actividad 1

Observe atentamente el video y en su cuaderno, tome apuntes de las ideas más importantes sobre la organización de la Tabla Periódica. Para hacerlo, tenga presente la palabra clave ¿Cómo? No olvide escribir la fecha y el tema de la clase.

Actividad 2

Complete el siguiente mapa conceptual con ayuda de la información que obtuvo del video. Tenga en cuenta los conceptos sobre la organización de la Tabla Periódica y los aportes de clase por parte del profesor.



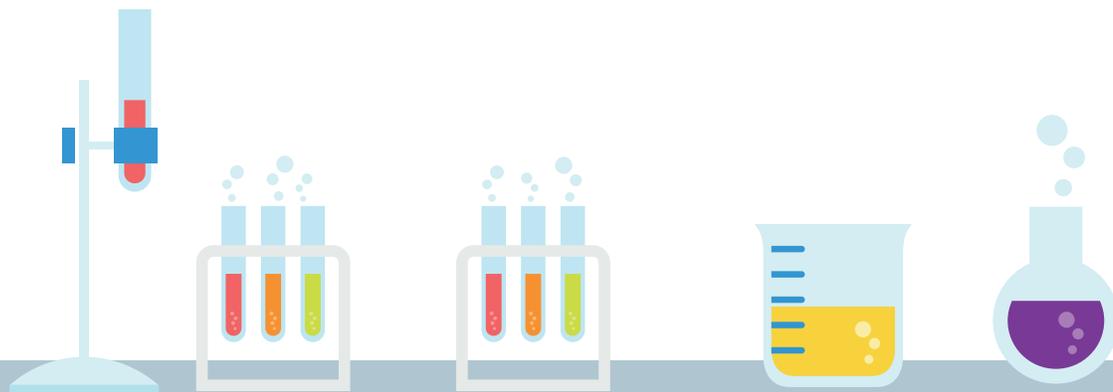
Actividad 3

Concurso: Arme y ubique su elemento

- 1 Complete la Tabla 1 con base en los números atómicos (Z) registrados y sus símbolos químicos.
- 2 Establezca la relación (patrón) entre el grupo, el periodo y la capa de valencia.

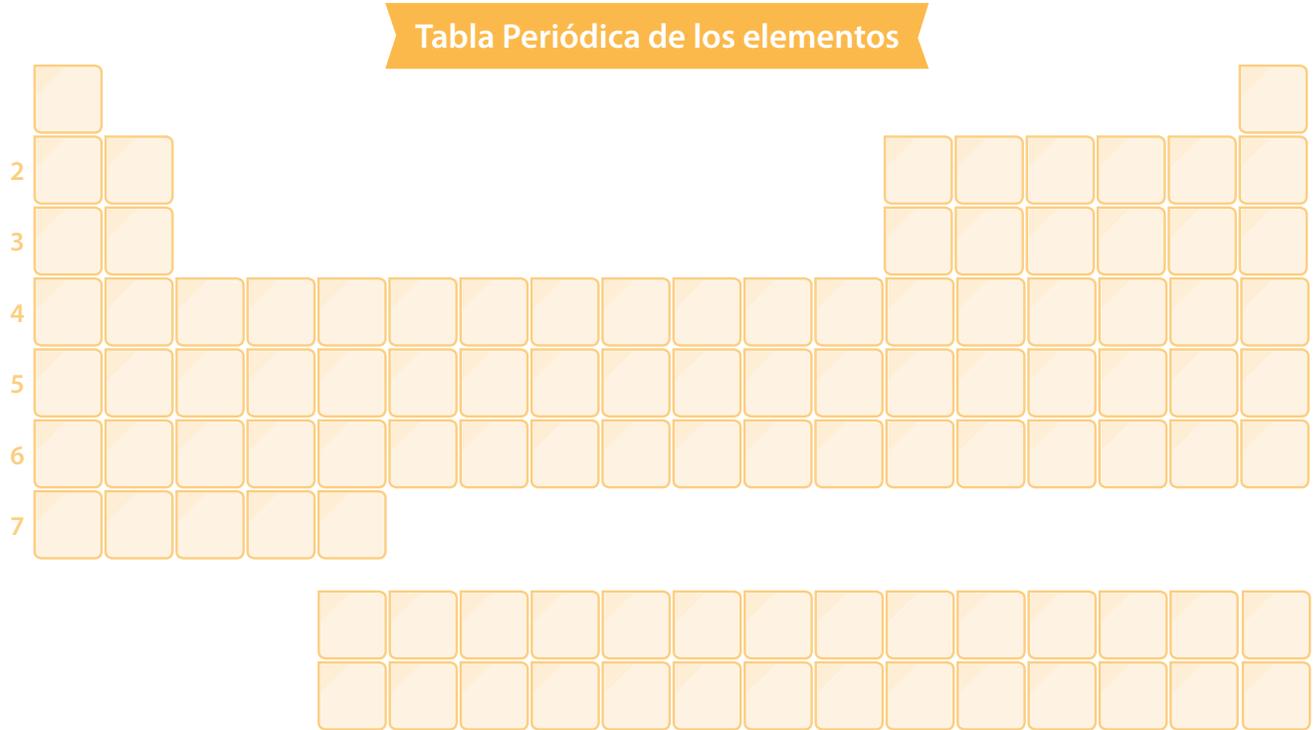
Tabla 1: Grupos y periodos

(Z)	Símbolo químico	Configuración electrónica	Periodo	Capa de valencia	Grupo
6	C				
11	Na				
13	Al				
15	P				
16	S				
17	Cl				
19	K				
20	Ca				
56	Ba				



3 A partir de la información de la Tabla 1, ubique los elementos en el siguiente modelo de la Tabla Periódica.

Figura 1: Tabla Periódica de los elementos.



Actividad 4 (para socializar)

Identifique el patrón que presenta la organización de los elementos en la Tabla Periódica según su configuración electrónica ¿Cuál va donde?



Clase 8

Las propiedades físicas y químicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos

Actividad 5

- 1 Lea atentamente el siguiente texto y subraye las ideas principales acerca de qué son y cómo están organizados los grupos de elementos en la Tabla Periódica.

Lectura 1

Grupos o familias

La Tabla Periódica moderna presenta un ordenamiento de los 118 elementos que se conocen actualmente según su número atómico (Z). Los elementos se disponen en filas horizontales, llamadas periodos, y en columnas denominadas grupos o familias.

Los grupos son las columnas de la Tabla Periódica y se designan con los números romanos del I a VIII. Se encuentran divididos en los subgrupos A y B. El número romano representa la valencia del grupo. Los grupos indican el número de electrones que tienen los elementos en su capa más externa o nivel de valencia, por lo que presentan propiedades químicas similares.

Grupo I A : Metales alcalinos

Se caracterizan por presentar un electrón en su capa más externa. Son blandos y su color es blanco plata. Tienen baja densidad, bajos puntos de fusión y ebullición, son buenos conductores del calor y la electricidad y reaccionan rápidamente al exponerlos al aire. Su gran reactividad química se debe a su gran tamaño y su estructura electrónica. Estos elementos no se encuentran libres en la naturaleza; cuando forman compuestos, pierden su único electrón de valencia. Los compuestos de estos elementos son empleados en la elaboración de jabones y limpiadores y para la fabricación de medicamentos.



Grupo II A: Metales alcalinotérreos

Son más duros que los del primer grupo y tienen las mismas propiedades metálicas, pero presentan mayor densidad y puntos de fusión y ebullición más elevados. Cuando forman compuestos, pierden sus dos electrones de valencia. Su reactividad aumenta a medida que aumenta su tamaño. Del Ca hacia abajo, reaccionan con el agua a temperatura ambiente. Se oxidan rápidamente con el aire. Dentro de las aplicaciones de este grupo están el magnesio (Mg) que se emplea en la fabricación de bombillas fotográficas; el calcio (Ca), el bario (Ba) y el radio (Ra) son de gran aplicación en la medicina; Ca en fabricación de yeso; Ba radiografía de las vías digestivas y el Ra en tratamientos de radioterapia.



Grupo III A: Elementos térreos o familia del boro

El boro (B) es el único metaloide de éste grupo; es duro y frágil. Los otros elementos, incluyendo el aluminio (Al), son metales, buenos conductores de la electricidad y el calor, presentan apariencia plateada y son bastante blandos. Los compuestos del boro (B) son empleados en la fabricación de vidrios refractarios, es decir, resistentes al calor y, los compuestos de aluminio (Al) son empleados en la fabricación de envases, utensilios de cocina, medicamentos y productos para el aseo personal.



Grupo IV A: Elementos de la familia del carbono

En éste grupo se encuentran elementos que presentan diversidad en sus propiedades. Por ejemplo, el carbono (C) es un no metal; el silicio (Si) aunque es no metal, presenta propiedades eléctricas de semiconductor; el germanio (Ge) es un metaloide y el estaño (Sn) y plomo (Pb) tienen carácter metálico. Las aplicaciones de éste grupo incluyen: el germanio se utiliza en la fabricación de aparatos eléctricos como televisores y juegos de computadores; el estaño, al igual que el aluminio, presenta resistencia a la oxidación; es el componente principal de las aleaciones del bronce y de las soldaduras; el plomo se utiliza como aditivo en la gasolina y también en la fabricación de trajes de protección contra las radiaciones.



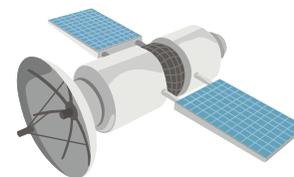
Grupo V A: Elementos de la familia del nitrógeno.

Todos los elementos de éste grupo con excepción del nitrógeno (N), son sólidos a temperatura ambiente. Las aplicaciones de éste grupo incluyen: el fósforo (P) que se encuentra como fósforo blanco que reacciona con el oxígeno del aire, y como fósforo rojo, utilizado en la fabricación de cerillas; el arsénico (As) es un semimetal y se utiliza en la fabricación de insecticidas; el antimonio (Sb) es un elemento tóxico y se emplea en aleaciones y dispositivos semiconductores; el bismuto (Bi), frágil y de color rosado, se utiliza en aleaciones y sus compuestos se utilizan en la fabricación de cosméticos y medicamentos.



Grupo VI A: Elementos de la familia del oxígeno.

El oxígeno (O) es el elemento más abundante en la corteza terrestre y el segundo en la atmósfera; se combina fácilmente con la mayoría de los demás elementos. El azufre (S) reacciona directamente con el oxígeno, formando una llama azul; se emplea en la producción de pólvora. Su principal compuesto es el ácido sulfúrico, utilizado en la fabricación de fertilizantes, detergentes y pigmentos. El selenio (Se) se emplea en los procesos de fotocopiado. El polonio (Po) es un elemento radioactivo que se emplea en los satélites.



Grupo VII A: Elementos de la familia de los halógenos.

Los halógenos reaccionan fácilmente con los metales formando sales. El cloro, el flúor y el yodo son elementos esenciales a nivel biológico; por ejemplo, el yodo (I) contribuye con el buen funcionamiento de la tiroides; el cloro (Cl) forma parte de los ácidos gástricos y el flúor (F) interviene en la formación del esmalte dental. El bromo (Br) se emplea en el recubrimiento de películas fotográficas.



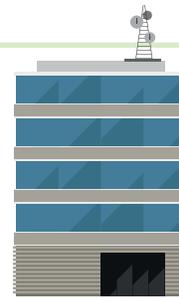
Grupo VIII A: Elementos gases nobles o inertes

Tienen completo su nivel más externo. Se caracterizan por su poca reactividad química. Se hallan al final de cada periodo. Difícilmente forman moléculas. Se emplean especialmente en la fabricación de avisos brillantes como las luces de neón. El helio (He) líquido se emplea como refrigerante. El radón (Rn) se utiliza en el tratamiento de cáncer y el xenón (Xe) es útil en la fabricación de bombillas y lámparas.



Grupo B Elementos de transición

Estos elementos se ubican en la parte central de la Tabla Periódica entre los grupos II A y III A. Todos son metales a excepción del mercurio (Hg). Se emplean en la fabricación de armas y herramientas, y en la elaboración de finos y delicados adornos. También son parte importante en la construcción, pues con metales como el hierro (Fe) se diseñan estructuras para construir casas, grandes edificaciones y puentes entre otros.



Tomado y adaptado de: Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto Química 1*. Bogotá, Colombia: Santillana.

2 Teniendo en cuenta la lectura anterior, desarrolle la siguiente dinámica: “Característica o aplicación huérfana busca un lugar”:

- a) Tome una propiedad o aplicación de la bolsa que tiene su profesor en el orden que se lo indique.
- b) Léala y ubíquela donde se encuentra el grupo o familia de elementos correspondiente.
- c) En su cuaderno, elabore una tabla como la que se describe a continuación con la información del grupo de la Tabla Periódica que le correspondió.

Tabla 2: Grupos, características y aplicaciones

Grupo o familia de elementos	Propiedades	Aplicación

Actividad 6

Socialice las propiedades y aplicaciones del grupo de la Tabla Periódica que le corresponde para compartirlas con los otros grupos de elementos.



Clase 9

¿Cómo se ubica y se extrae información útil de la Tabla Periódica?

Actividad 7

- 1 Lea de manera atenta el siguiente texto y resalte la ideas principales que le permiten entender qué son y cómo están organizados los periodos en la Tabla Periódica.

Lectura 2

Periodos

Los periodos se designan con números arábigos del 1 al 7 y corresponden a las filas horizontales de la Tabla Periódica.

Cada periodo indica la iniciación de un nuevo nivel de energía. La Tabla Periódica moderna consta de siete periodos.

Periodo 1

Este comprende sólo dos elementos: hidrógeno (H) y helio (He). Estos son los dos elementos gaseosos más ligeros que se encuentran en la naturaleza.

Periodo 2

En este se ubican el oxígeno (O) y el nitrógeno (N), gases fundamentales en la composición del aire que respiramos, así como el carbono (C), elemento fundamental de los seres vivos. Comienza con metales brillantes y reactivos a la izquierda y se concluye con un gas noble incoloro y no reactivo a la derecha.

Periodo 3

En este periodo aparecen el fósforo (P) y el azufre (S), elementos importantes para la síntesis de las proteínas.

Periodo 4

En este periodo se encuentran metales como titanio (Ti), cromo (Cr), hierro (Fe), cobalto (Co), níquel (Ni), cobre (Cu) y zinc (Zn), ampliamente utilizados en la industria.

Periodo 5

En esta serie destaca el yodo (I) por su valor biológico, tal y como se describió en el grupo de los halógenos.

Periodo 6

En este se destacan el oro (Au) y el platino (Pt) como metales preciosos y el mercurio (Hg), que es el único metal líquido que existe en la naturaleza tal como lo indicamos en el grupo de los metales de transición.

Periodo 7

Estos elementos presentan características parecidas entre sí. Los de mayor número atómico no se encuentran en la naturaleza y tienen tiempos de vida media cortos; todos son radiactivos.

Tomado y adaptado de: Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto Química 1*. Bogotá, Colombia: Santillana.



2 Con base en la información de los textos anteriores, resuelva la siguiente actividad: “Concéntrate”.
Para ello:

- Recorte las 12 fichas que aparecen en la Tabla 3.
- Coloque las fichas boca abajo en su pupitre y mézclelas sin descubrirlas para iniciar el juego.
- Por turnos, encuentre y descubra las parejas correctas que están conformadas por una característica y su definición.



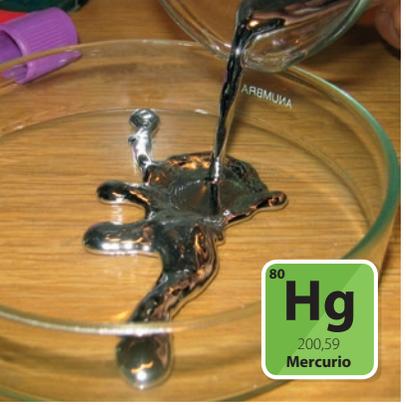
Imágenes tomadas de:

Sodio: [https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium#/media/File:Na_\(Sodium\).jpg](https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium#/media/File:Na_(Sodium).jpg)

Germanio: <https://en.wikipedia.org/wiki/Germanium#/media/File:Polycrystalline-germanium.jpg>

Mercurio: [https://en.wikipedia.org/wiki/Mercury_\(element\)#/media/File:Pouring_liquid_mercury_bionerd.jpg](https://en.wikipedia.org/wiki/Mercury_(element)#/media/File:Pouring_liquid_mercury_bionerd.jpg)

Tabla 3: Características grupos y periodos.

 <p>Metales alcalinos</p>	<p>Elemento gaseoso más ligero que se encuentra en la naturaleza.</p>	 <p>Ge 32 72,59 Germanio</p>
<p>Elemento fundamental de los seres vivos.</p>	 <p>Hg 80 200,59 Mercurio</p>	<p>Son los elementos más electronegativos.</p>
<p>F 9 18,99 Flúor</p> <p>Br 35 79,90 Bromo</p> <p>Cl 17 35,45 Cloro</p> <p>I 53 126,90 Yodo</p>	<p>Es un metaloide.</p>	 <p>H 1 0,0079 Hidrógeno</p>
<p>Único metal líquido que existe en la naturaleza.</p>	 <p>C 6 12,01115 Carbono</p>	<p>Son blandos y su color es blanco plata.</p>





Actividad 8

Los elementos y los códigos de colores



La Tabla 4 presenta distintas aplicaciones con un código de color. Descubra, ubique y escriba el elemento directamente en la Tabla Periódica de la Figura 1, con el color que corresponda de la Tabla 4, asegurándose que cumpla con dicha aplicación.

Tabla 4: Aplicaciones y usos de algunos elementos

Contribuye con el buen funcionamiento de la tiroides.	Se emplea en la fabricación de bombillas fotográficas.
Se emplea en la fabricación de vidrios refractarios.	Único metal líquido que existe en la naturaleza.
Forma parte de los ácidos gástricos.	Se emplea en radiografía de las vías digestivas.
Elemento fundamental de los seres vivos.	Se emplea en la fabricación de utensilios de cocina.
Se emplea en la fabricación de yeso.	Interviene en la formación del esmalte dental.
Metales preciosos.	Se emplea en tratamiento (s) de radioterapia.
Gases fundamentales en la composición del aire que respiramos.	

Actividad 9 (para socializar)

Encuentre y escriba a continuación cuál es relación entre el código de color y la organización de los elementos en la Tabla Periódica.

Actividad 10 - Tarea

Suponga que debe enseñar el tema de la semana a sus compañeros de séptimo. A partir de las lecturas hechas esta semana, diseñe un plegable que contenga la siguiente información:

- 1 Grupos
- 2 Periodos
- 3 Aplicaciones de grupos y periodos.



Clase 10

Tema: Propiedades periódicas

Propiedades periódicas I

Actividad 1

Observe atentamente el video para identificar las propiedades periódicas de los elementos químicos y luego poder complementar la información relevante de la lectura del texto “Propiedades periódicas.”

Actividad 2

Lea de manera atenta el siguiente texto.

Lectura

Propiedades periódicas

Los elementos tienen una serie de propiedades que varían regularmente en la Tabla Periódica que se denominan **propiedades periódicas**. Todas estas propiedades dependen del tamaño atómico, de los electrones del último nivel de energía y de la carga nuclear (número de protones en el núcleo).

Si se analizan las estructuras de los átomos de los elementos que conforman un grupo en la Tabla Periódica, se observa de arriba hacia abajo que, a lo largo de dicho grupo, y al pasar de un elemento a otro, aumenta el número de niveles de energía, ocasionando con ello la disminución de la atracción entre el núcleo del átomo y sus electrones del último nivel. Por otro lado, si se analiza lo que ocurre en los elementos que se encuentran de izquierda a derecha en un mismo periodo de la tabla, se observa que aunque el número de niveles es constante, existe un aumento de protones (aumento del número atómico) y, por consiguiente, un aumento del número de electrones, dado que el átomo es neutro. Esto aumenta la atracción entre el núcleo (protones) y los electrones del último nivel de energía, lo que provoca una disminución en el radio atómico, es decir, una disminución en el tamaño.

La primera propiedad es el **tamaño atómico**. Este se mide por el radio, es decir, la distancia entre el centro del núcleo atómico y el electrón más externo del último nivel de energía. En la Tabla Periódica, este aumenta de arriba hacia abajo debido a que al descender en un grupo, aumentan los niveles de energía y el átomo se hace más grande.

Al recorrer un periodo de izquierda a derecha, el número atómico aumenta y aumentan también los electrones; la atracción entre protones y electrones se hace mayor, provocando con esto que el átomo se comprima, es decir, que se haga más pequeño. Imagínese un par de imanes (uno es el núcleo y el otro los electrones): a medida que el imán (núcleo) se hace más grande y fuerte al estar cerca de otro también más fuerte, la atracción entre los dos es mayor. Por ejemplo, si miramos en el cuarto periodo, el As a la derecha del Ge, el As tiene menor radio que el Ge. Y si miramos en el grupo VA, al N y al P, N está arriba de P. Por lo tanto, tiene un menor radio, porque tiene menor número de niveles de energía.



Figura 1: Tabla Periódica con la representación del radio atómico.

0,8																			0,5
2,1	1,4											1,2	0,9	0,8	0,7	0,6	0,5		
2,2	1,7											1,8	1,5	1,2	1,1	1,0	0,9		
2,8	2,2	2,1	2,0	1,9	1,9	1,8	1,7	1,7	1,6	1,6	1,5	1,8	1,5	1,3	1,2	1,1	1,0		
3,0	2,5	2,3	2,2	2,1	2,0	2,0	1,9	1,8	1,8	1,8	1,7	2,0	1,7	1,5	1,4	1,3	1,2		
3,3	2,8	2,7	2,2	2,1	2,0	2,0	1,9	1,9	1,8	1,8	1,8	2,1	1,8	1,6	1,5	1,4	1,3		

Radios Atómicos de los Elementos en Angstroms (Å)
Tomado de: <http://www.quimicas.net/2015/08/el-radio-atómico-y-el-radio-ionico.html>

Actividad 3

Utilice la Tabla Periódica de la Figura 1 con la representación de los radios atómicos, para responder las siguientes preguntas:

1 Según la Tabla Periódica y en relación a los tamaños atómicos:

a) ¿Qué sucede con el radio atómico a medida que se desplaza hacia abajo en el grupo?

b) ¿Qué pasa cuando se desplaza de izquierda a derecha en los periodos?

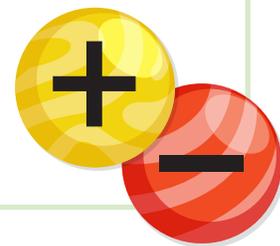
2 Señale cuál de estos dos elementos tiene mayor radio atómico.

- a) Ca y Ga b) Ge y As c) K y Ni d) C y Pb.

3 En la Tabla Periódica de la Figura 1, dibuje dos (2) flechas de color que indiquen cómo aumenta el radio atómico en los grupos y los periodos.

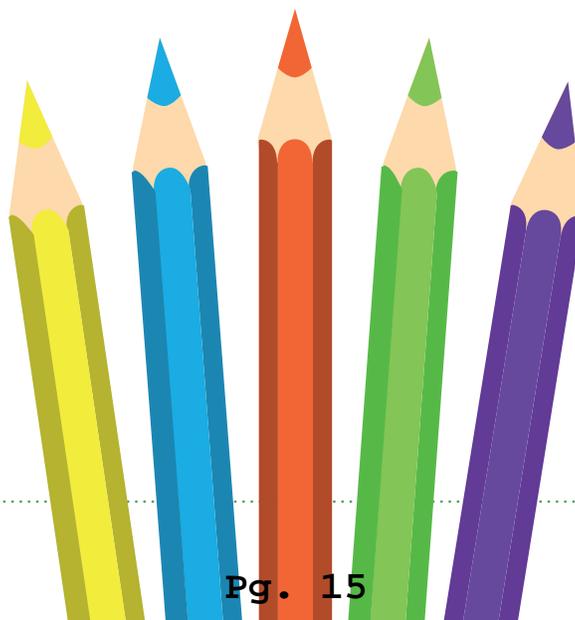


La segunda propiedad es la **energía de ionización**, que es la energía mínima requerida para quitar un electrón a un átomo neutro. En la tabla periódica, esta energía aumenta de abajo hacia arriba en un mismo grupo debido a que se necesita mayor energía para remover un electrón, por estar este más cerca al núcleo. En un mismo periodo aumenta de izquierda a derecha porque al pasar de un elemento a otro, los electrones están más atraídos por el núcleo y se necesita más energía para removerlo. Así que, el elemento que menos energía requiere para quitarle un electrón es el francio y por lo tanto es el que más fácilmente cede los electrones. Esta propiedad permite predecir la formación de cationes o iones positivos.



 **Actividad 4**

- 1 Utilizando colores diferentes, dibuje dos (2) flechas en la Figura 1 que indiquen cómo aumenta en los grupos y los periodos la energía de ionización.
- 2 Organice en orden ascendente las siguientes series de elementos, teniendo en cuenta su energía de ionización.
 - a) Pb, Sn, Si, C _____
 - b) Sr, Sn, In, Rb _____
 - c) Cu, Au, Ag _____
 - d) F, Sn, Ba, As _____
- 3 Explique por qué la energía de ionización aumenta de abajo hacia arriba en los grupos.



Clase 11

Propiedades periódicas II

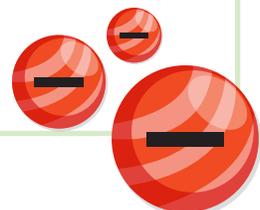
La tercera propiedad, la **afinidad electrónica**, es la energía liberada cuando un átomo neutro captura un electrón para formar un ion negativo (anión). En la Tabla Periódica aumenta de la misma forma que la energía de ionización, de abajo hacia arriba en los grupos y de izquierda a derecha en los periodos. Esta propiedad explica la razón por la cual los no metales tienden a formar aniones o iones negativos. Veamos unos ejemplos: el cloro (Cl), el bromo (Br) y el selenio. El cloro tiene mayor afinidad electrónica y energía de ionización que el bromo, y el bromo mayor que las del selenio.



Actividad 5

- 1 Utilizando colores diferentes, dibuje dos (2) flechas la Figura 1 que indiquen cómo aumenta la afinidad electrónica en los grupos y los periodos.
- 2 Organice en orden descendente los siguientes elementos de acuerdo a su afinidad electrónica.
 - a) P, As, y Sb _____
 - b) K, Ca, y Sc _____
 - c) F, Ga y P _____
 - d) Nb, Na y Au _____
- 3 Explique por qué la afinidad electrónica aumenta de izquierda a derecha en los periodos.

La cuarta propiedad periódica es el **carácter metálico**. Esta es la tendencia de un elemento a ceder electrones. En la Tabla Periódica, esta propiedad aumenta de arriba hacia abajo en los grupos (cuanto más lejos esté el electrón del núcleo, está menos atraído y es más fácil cederlo) y en los periodos disminuye de izquierda a derecha (los electrones están más atraídos y es más difícil liberarlos). Por esta razón, los metales se ubican a la izquierda de la Tabla Periódica.



Actividad 6

1 Utilizando colores diferentes, dibuje dos (2) flechas la Figura 1 que indiquen cómo aumenta el carácter metálico en los grupos y los periodos.

2 Ordene los siguientes elementos en orden ascendente de acuerdo a su carácter metálico:

a) F, I, Br, y Cl _____

b) Nb, Ba, Fr, y Mn _____

c) B, C, N y O _____

d) Cd, Pd, In, y Ag _____



3 Explique por qué el francio (Fr) es el elemento con mayor carácter metálico.

La última propiedad periódica que vamos a mencionar es la **electronegatividad**. Esta propiedad se refiere a la medida de la tendencia que tienen los átomos para atraer los electrones cuando se forma un enlace químico. En la Tabla Periódica, esta propiedad aumenta en los grupos de abajo hacia arriba y en los periodos aumenta de izquierda a derecha. El flúor es el elemento de mayor electronegatividad porque al tener menor número de niveles de energía y mayor atracción por los electrones del último nivel, atrae con mayor facilidad los electrones comprometidos en un enlace.



Actividad 7

1 El elemento de mayor electronegatividad es _____ y el de menor es _____.

2 Utilizando colores diferentes, dibuje dos (2) flechas en la Figura 1 que indiquen cómo aumenta en los grupos y en los periodos la electronegatividad.

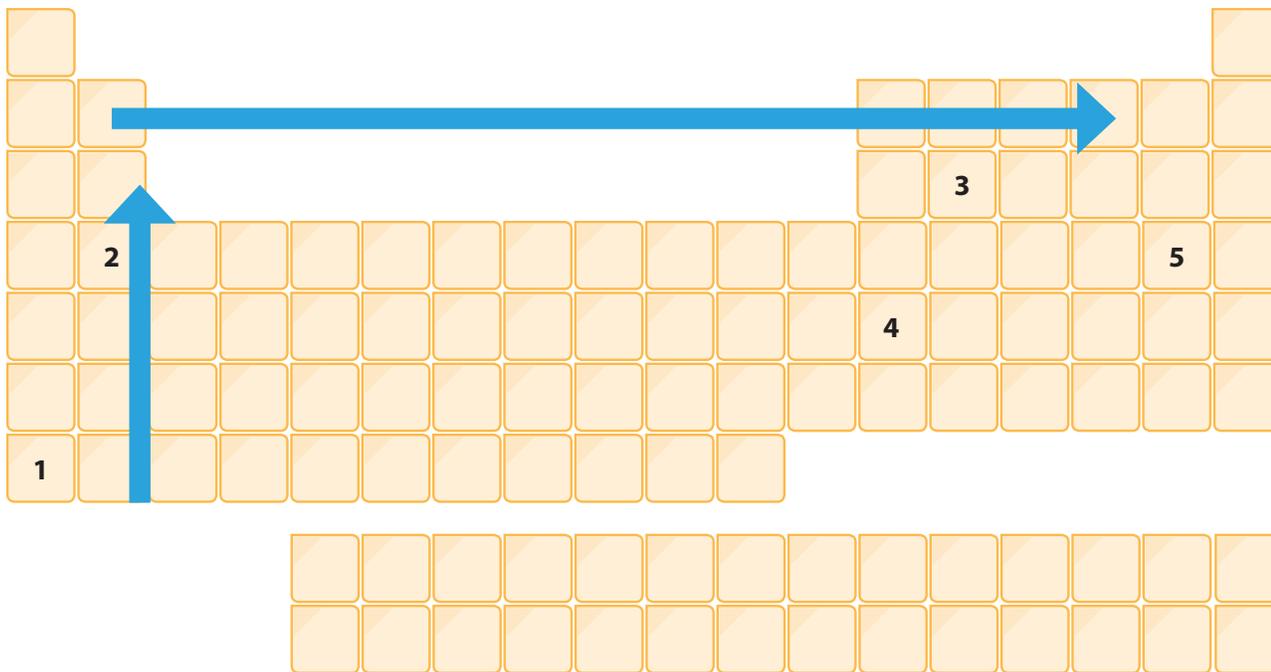
3 Ordene de forma ascendente los elementos de acuerdo con su electronegatividad: K, F, Cu, Fe, C, y O.

Estas cinco propiedades nos van a ayudar a entender los tipos de uniones que se dan entre los diferentes átomos para formar moléculas (enlaces químicos).



Actividad 8 - Tarea

Figura 2: Propiedades periódicas de los elementos químicos.



Responda las siguientes preguntas, teniendo en cuenta las propiedades periódicas de los elementos químicos. Cada pregunta tiene una respuesta posible.

- 1 Según la información de la Figura 2, es verdadero afirmar que:
 - a) El elemento 1 tiene mayor radio atómico que el 3.
 - b) El elemento 4 tiene menor radio atómico que el 3.
 - c) El elemento 5 tiene igual radio atómico que el 3.
 - d) El elemento 4 tiene mayor radio atómico que el 1.

- 2 De acuerdo con la información de la Figura 2, es correcto afirmar que el elemento más electronegativo se encuentra en la posición:
 - a) 1.
 - b) 5.
 - c) 3.
 - d) 4.



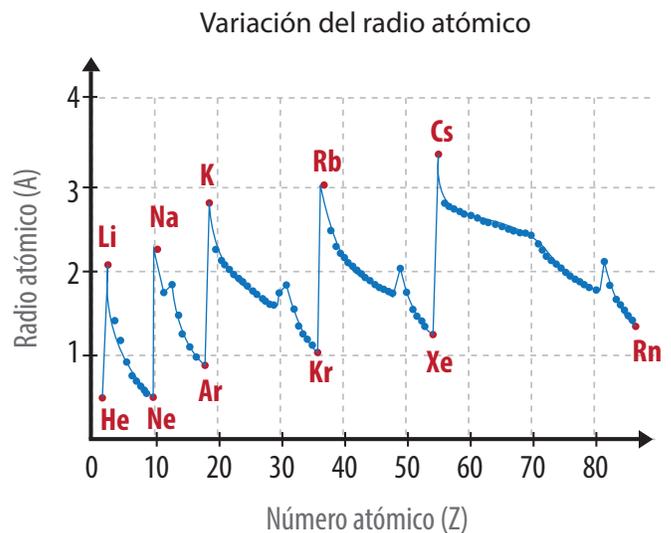
3 a) Compare las propiedades periódicas de la Figura 2 entre los elementos 1 y 5. Complete la siguiente tabla escribiendo si la relación es mayor o menor:

Propiedad periódica	Elemento 1	Elemento 5
Radio atómico		
Electronegatividad		
Carácter metálico		
Energía de ionización		
Afinidad electrónica		

b) Compare las propiedades periódicas de la Figura 2 entre los elementos 3 y 4. Complete la tabla escribiendo si la relación es mayor o menor:

Propiedad periódica	Elemento 3	Elemento 4
Radio atómico		
Electronegatividad		
Carácter metálico		
Energía de ionización		
Afinidad electrónica		

4 De acuerdo con la Gráfica 1 “Número atómico contra Radio atómico”, escriba cómo varía el radio atómico con los periodos en la Tabla Periódica.



Gráfica 1: Número atómico vs Radio atómico.



Clase 12

Actividad 9

Instrucciones del juego:

- 1 En parejas, cada jugador debe escoger cinco (5) elementos de la Tabla Periódica de forma secreta, invisible a su oponente.
- 2 Una vez han sido escogidos los elementos, comienza el juego. El primer jugador “dispara” nombrando primero el grupo y luego el periodo. Dice por ejemplo: “Grupo 2 periodo 4 - Calcio.”
- 3 Si **no** es uno de los elementos escogidos, sigue el turno del otro jugador.
- 4 Si es uno de los elementos escogidos, el jugador que disparó debe dar tres (3) características de este elemento para ganar el punto. Por ejemplo: el calcio (Ca) es un metal, reacciona con agua, tiene cuatro (4) niveles energéticos, baja energía de ionización, baja afinidad electrónica.
- 5 El ganador es aquel que primero complete cinco (5) puntos.



Clase 13

Tema: Propiedades físicas y químicas de los elementos metálicos y no metálicos

Actividad 1

Lea el siguiente texto.

Lectura 1



Los metales

Muchos de los objetos que tenemos a nuestro alrededor, como la bicicleta, las ollas para cocinar y la reja de una ventana, están fabricados con metales; son sustancias que también se utilizan con frecuencia en la construcción de edificios, en la fabricación de instrumentos quirúrgicos, muebles para el hogar, la industria, la agricultura, entre otros.

A diario también utilizamos electrodomésticos que, dentro de sus componentes, contienen metales que ayudan a transmitir el calor y la electricidad.

Afortunadamente, la naturaleza cuenta con gran cantidad y variedad de metales, razón por la cual constituyen el 90% de los elementos químicos; la mayoría de ellos se extraen del suelo.

En la Tabla Periódica, los metales se encuentran ubicados en la parte izquierda de la línea quebrada.

1 H																	2 He																														
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																														
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																														
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																														
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe																														
55 Cs	56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn																														
87 Fr	88 Ra	89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo																														
<table border="1"> <tr> <td>57 La</td><td>58 Ce</td><td>59 Pr</td><td>60 Nd</td><td>61 Pm</td><td>62 Sm</td><td>63 Eu</td><td>64 Gd</td><td>65 Tb</td><td>66 Dy</td><td>67 Ho</td><td>68 Er</td><td>69 Tm</td><td>70 Yb</td><td>71 Lu</td> </tr> <tr> <td>89 Ac</td><td>90 Th</td><td>91 Pa</td><td>92 U</td><td>93 Np</td><td>94 Pu</td><td>95 Am</td><td>96 Cm</td><td>97 Bk</td><td>98 Cf</td><td>99 Es</td><td>100 Fm</td><td>101 Md</td><td>102 No</td><td>103 Lr</td> </tr> </table>																		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu																																	
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr																																	

Adaptado de: <https://1.bp.blogspot.com/-HQjEAN0qexk/VyoNdE41TWI/AAAAAAAAAq4k/tNpIOA-27ZYTvOc3dr4xc0m0-VPOXL4ygCLcB/s1600/tabla+periodica+ciencias+de+joseleg,+metales,+no+metales,+metaloides.jpg>



Los elementos metálicos tienen propiedades físicas y químicas características que los hace diferentes a los demás.

Las propiedades físicas que comparten los metales son el brillo metálico, la conductividad eléctrica, la transferencia de calor, la **maleabilidad**¹ y la **ductilidad**². Son sólidos a temperatura ambiente, resistentes al rayado, poseen elevadas densidades, es decir, tienen mucha masa para su tamaño, lo cual significa que tienen muchos átomos juntos en un volumen pequeño.

Existen algunas excepciones como el mercurio, que es un metal, aunque es líquido a temperatura ambiente; el sodio también es un metal, pero es blando (se raya con facilidad) y flota en el agua por presentar menor densidad. De igual manera, algunos metales tienen propiedades ferromagnéticas, en otras palabras, son atraídos por los imanes como el hierro, el cobalto y el níquel.

La mayoría de los metales se encuentran en la naturaleza en forma de minerales como óxidos, sulfuros, carbonatos, silicatos, entre otros; el elemento metálico más abundante en la tierra es el aluminio. En la naturaleza encontramos metales puros como el oro, la plata y el cobre, por nombrar algunos.

Los metales forman **aleaciones**³ cuando se mezclan. En una aleación se suman las propiedades de los metales que se combinan. Así, si un metal es ligero y frágil, mientras que el otro es pesado y resistente, su combinación podría darnos una aleación ligera y resistente. Son ejemplos de aleaciones el acero, el bronce, la amalgama y el oro blanco.

Los metales también comparten propiedades químicas como la **reactividad**, vale decir, la facilidad y velocidad con la que un elemento se combina con otro elemento para formar un compuesto; por ello tienden a perder los electrones del último nivel conocidos como electrones de valencia. La reactividad en los metales aumenta al descender en un grupo y cuanto más a la izquierda en el periodo.

Fuentes

- Chang & Overby (2006) *Fundamentos de química* 2011. Madrid. Ed. McGraw-Hill.
- Timberlake, *Química general, orgánica y biológica*. (2015) Pearson.
- Petrucci, Ralph H.; Herring, Geoffrey; Madura, Jeffry D.; Bissonnette, Carey (2010) *Química general*. Madrid, Pearson.

.....
¹ **Maleabilidad**: capacidad de formar láminas.

² **Ductilidad**: capacidad de formar hilos.

³ **Aleación**: producto homogéneo, obtenido por fusión, compuesto de dos o más elementos químicos, uno de los cuales, al menos, es un metal.



Actividad 2

Con base en la lectura anterior y la Tabla Periódica que se encuentra arriba, desarrolle los siguientes enunciados en su cuaderno.

- 1 Enumere un mínimo 15 elementos metálicos.
- 2 Enuncie cinco propiedades físicas de los metales.
- 3 Mencione los tres elementos ferromagnéticos.
- 4 Enumere seis metales no ferromagnéticos.
- 5 Identifique el metal líquido a temperatura ambiente.
- 6 Describa cuál es el ejemplo de la propiedad química de los elementos metálicos.
- 7 Defina en sus propias palabras qué es una aleación.
- 8 Enuncie el metal más abundante en la naturaleza.
- 9 Enuncie el único elemento que se encuentra en el grupo de los metales pero que no lo es.
- 10 Con el oro, la plata y el cobre se pueden hacer cables. La propiedad de los metales que se aprovecha es:

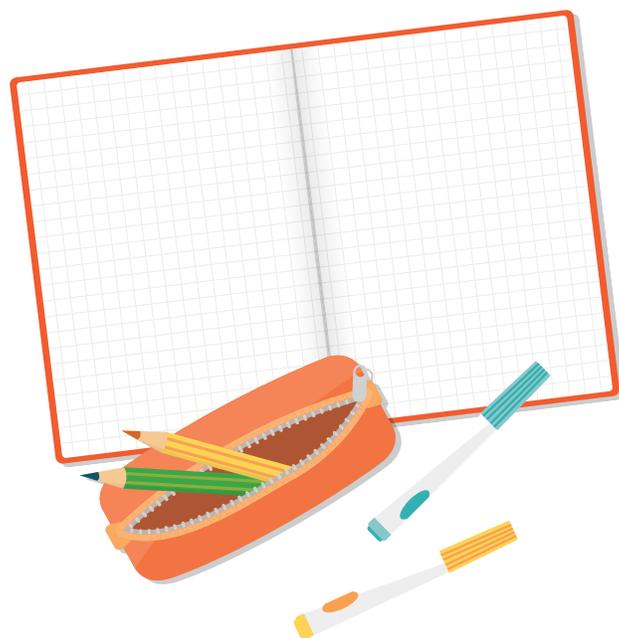
Actividad 3

Elabore una tabla en su cuaderno, escriba una lista de mínimo 15 objetos fabricados con metales que se encuentren en la casa, el colegio o de camino a casa. Considere las siguientes columnas: nombre del objeto, uso y lugar donde se encuentra.

Actividad 4 – Tarea

Consulte y responda en su cuaderno:

- 1 ¿Qué significa en términos químicos que se comercialice oro de 24, 18 o 14 quilates?
- 2 ¿Cuáles son las consecuencias para la salud el uso o contacto frecuente con el elemento metálico mercurio?
- 3 Enuncie cuatro ejemplos de metales dúctiles, maleables y conductores de calor que puedan encontrarse en su casa.



Clase 14

Actividad 5

Lea el siguiente texto.

Lectura 2

Los no metales y metaloides

Los **elementos no metales** tienen otras propiedades que los diferencian de los metales, es decir, no conducen el calor ni la electricidad, son frágiles, presentan diferentes colores y la mayoría son gases, con excepción del carbón, yodo y azufre que son sólidos, y el bromo que es el único no metal líquido a temperatura ambiente. Dentro de este grupo se reconoce al oxígeno como el elemento no metal más abundante en la Tierra.

Entre sus propiedades químicas se puede decir que los del grupo VIIA son los más reactivos y por lo general, los átomos de los no metales ganan o comparten electrones. La reactividad de los no metales aumenta al avanzar en el periodo y cuanto más arriba se ubican en el grupo. Las propiedades únicas del hidrógeno lo apartan de los no metales.

Los **metaloides** lo conforman un grupo de siete elementos. Sus características son intermedias entre los metales y no metales: son sólidos a temperatura ambiente, son buenos conductores de la electricidad, razón por la cual, el silicio, germanio y arsénico son utilizados para fabricar **semiconductores**⁴. Los metaloides también se ven como metales, es decir, poseen el brillo metálico cuando se encuentra el sólido elemental puro, sus aplicaciones han sido muy útiles en procesadores electrónicos como celulares y computadores.

Fuentes

- Timberlake, (2015). *Química general, orgánica y biológica*. Pearson.
- Brady & Humiston (1986), *Química general*.
- Petrucci, Herring, Madura, & Bissonnette (2010), *Química general*. Madrid, Pearson.

⁴ **Semiconductores:** sustancias que pueden conducir la corriente eléctrica bajo condiciones específicas.



Clase 19

Regla del octeto y estructuras de Lewis

¿Qué hace nobles a los gases nobles?

Actividad 1

1 Lelea cada una de las preguntas de la columna “Lo que quiero saber” y responda únicamente la columna “Lo que sé” de la Tabla *Sequya*.



Lo que sé	Lo que quiero saber	Lo que aprendí
	¿Cómo se forman los enlaces químicos?	
	¿Por qué los gases nobles son los elementos más estables de la tabla periódica?	
	¿Qué relación tienen los gases nobles con la regla del octeto?	
	¿Cuál es la relación entre capa de valencia y la regla del octeto?	



 **Actividad 2**

- 1 Observe atentamente el video.
- 2 Con base en la información del video, elabore un dibujo que represente lo que entendió sobre el concepto de “enlace químico”.



3 Responda las siguientes preguntas:

a) ¿A qué se debe el comportamiento que presentan los gases nobles,? ¿Qué los hace los elementos más estables dentro del sistema periódico?

b) ¿Qué significa que los átomos adquieran estructura electrónica del gas noble más cercano a ellos?



Actividad 3

1 Lea atentamente el siguiente texto y subraye las ideas principales.

Lectura 1

Gases nobles y regla del octeto

Los **gases nobles** son denominados gases inertes, dado que no forman moléculas y difícilmente se combinan con otros elementos para formar compuestos. Se encuentran libres en la naturaleza. Su poca reactividad se debe a la configuración electrónica que presentan. Con excepción del helio (He), que tiene dos electrones, todos los gases nobles presentan ocho electrones en su último nivel de energía, lo que permite que sean muy estables. Esta es la cualidad que los caracteriza.

La **capa de valencia** es la capa más externa de cualquier átomo y corresponde al último nivel de energía, tal y como lo explicamos en la semana 3. Los electrones que se encuentran en la capa de valencia se denominan **electrones de valencia**.

Todos los elementos forman compuestos gracias a una fuerza de atracción que mantiene unidos los átomos, creando agrupaciones estables, esta fuerza se denomina **enlace químico**. La formación del enlace químico se explica con la tendencia que tienen todos los átomos de lograr estructuras similares a la del gas noble más cercano dentro de la Tabla Periódica, para adquirir estabilidad, completando ocho electrones en su último nivel de energía. A este comportamiento se le denomina “regla del octeto” y para cumplir con esta regla, los átomos pueden recibir, ceder o compartir electrones.

Tomado y adaptado de: Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbelaez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto Química 1*. Bogotá, Colombia: Santillana.

2 Teniendo en cuenta la lectura del texto anterior, complete la tabla que aparece a continuación con base en el símbolo químico y el diagrama de configuración electrónica.

Tabla 1: Gases nobles y regla del octeto.

Símbolo químico	Distribución electrónica	Capa de valencia	Electrones de valencia	Recibe, cede o comparte e-	Gas noble más próximo al elemento de la columna uno
O	$1s^2 2s^2 2p^4$				
C	$1s^2 2s^2 2p^2$				
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$				
P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$				
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$				
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$				
Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$				
Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$				

Clase 20

¿Qué mantiene unidos a los átomos?

Actividad 4

1. Lea el siguiente texto e identifique cómo se representa la estructura de Lewis para un elemento. Luego, en su cuaderno, escriba la estructura de Lewis para los elementos de carbono y cloro según corresponda.
2. Socialice con sus compañeros y escriba en el tablero su propuesta, siguiendo el orden que sugiere su profesor.



Lectura 2

Formación de enlaces y estructuras de Lewis

Las **estructuras de Lewis** permiten mostrar de forma sencilla los enlaces químicos. El físico y químico Gilbert Newton Lewis sugirió que los átomos pueden alcanzar la estructura estable de gas noble compartiendo pares de electrones.

En la estructura de Lewis, el elemento se representa por su símbolo químico, rodeado de pequeños puntos (•) o equis (x) que corresponden al número de electrones presentes en la capa de valencia.

Para escribir las estructuras de Lewis, se deben considerar las siguientes reglas:

1. Debe elegirse un átomo central, que debe ser el menos electronegativo, exceptuando el hidrógeno que es átomo terminal porque solo puede formar un enlace.
2. Alrededor del átomo central se ubican los demás átomos de la manera más simétrica posible.
3. Se escribe el número total de electrones de valencia.
4. Para cada enlace que se forma, se debe tener en cuenta un par de electrones.
4. Todos los átomos de los elementos involucrados en el enlace deben tener ocho electrones a su alrededor para completar la regla del octeto.
6. Dibujar para cada átomo sus electrones de valencia y conectar en pares de electrones formando enlaces.

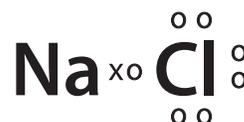
Observe el siguiente ejemplo:

Electrones capa de valencia



Átomos por separado no cumplen la regla del octeto

Estructura de Lewis



Átomos enlazados sí cumplen la regla del octeto

Molécula de cloruro de sodio



 **Actividad 5**

- 1 En la siguiente tabla, escriba las distribuciones electrónicas de los elementos: potasio, magnesio, bromo y azufre.
- 2 Para cada uno de ellos represente la estructura de Lewis.

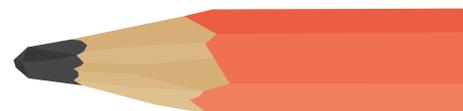


Tabla 2: Distribución electrónica y estructuras de Lewis.

Símbolo del elemento	Distribución electrónica	Estructura de Lewis



Actividad 6

Resuelva la siguiente sopa de letras.

Regla del octeto y Lewis

A	Z	A	E	S	T	A	B	I	L	I	D	A	D	H	O	Y
Q	T	E	C	A	P	A	D	E	V	A	L	E	N	C	I	A
N	I	O	L	H	L	A	S	Y	H	Q	T	H	G	I	T	R
G	I	E	M	D	O	Y	S	C	A	B	E	Z	E	A	O	E
H	G	V	D	O	A	O	W	F	J	F	I	W	T	X	O	G
A	I	E	E	J	B	I	J	G	E	L	U	Z	U	W	K	L
O	L	J	K	L	N	O	R	E	A	C	T	I	V	O	S	A
O	B	R	Z	Q	D	E	I	B	G	S	A	I	D	A	F	D
M	E	I	Y	X	G	E	Y	G	O	Q	N	Z	X	U	V	E
O	R	L	E	M	Y	A	E	A	F	G	L	O	U	R	W	L
E	T	S	O	I	B	E	S	N	D	X	O	Z	B	Y	A	O
G	L	I	J	B	Y	M	H	I	E	I	Z	L	O	L	M	C
U	E	S	N	A	W	W	U	V	N	R	Y	K	E	A	E	T
I	W	A	Z	A	I	O	W	J	O	E	G	Q	Q	C	K	E
U	I	O	G	D	O	L	H	V	D	E	R	I	E	T	Q	T
O	S	G	R	A	C	H	E	G	X	E	E	T	A	R	U	O
V	P	A	Y	I	X	E	E	H	N	W	V	F	E	G	S	G

- 1 Gas inerte
- 2 Regla del octeto
- 3 Gilbert Lewis
- 4 Capa de valencia
- 5 Átomo
- 6 Gas noble
- 7 Nivel de energía
- 8 No reactivos
- 9 Estabilidad



Clase 21

Ahora vamos a practicar conceptos

Actividad 7

- 1 Complete las Tablas 1 y 2 a partir de las lecturas hechas esta semana y de los aportes de clase por parte del profesor.



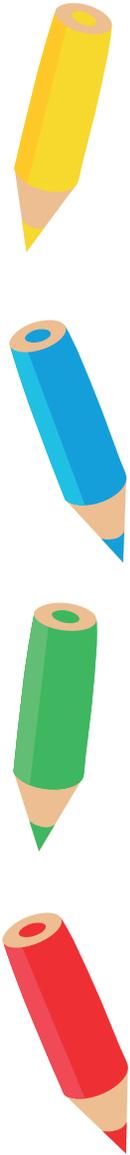
Tabla 1: Estructuras de Lewis de elementos.

Símbolo del elemento	Distribución electrónica	Estructura de Lewis
Si		
Li		
Be		
N		
Ne		
F		
Ba		



Tabla 2: Estructuras de Lewis de moléculas.

Símbolo del elemento	Estructura de Lewis
H ₂ O	
HCl	
F ₂	
HF	
H ₂ S	
CaCl ₂	
KCl	
CO ₂	



2 Resuelva las siguientes preguntas de selección múltiple, con una única respuesta y justifique su respuesta.

Fórmula molecular	Fórmula estructural	Estructura de Lewis
H ₂ O		$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \times \times \\ \text{H H} \end{array}$
H-C=N	H-C=Ñ	R
NaCl	Q-	$\text{Na} \cdot \begin{array}{c} \times \times \\ \times \times \\ \times \times \end{array} \text{Cl} \times$





a) En las fórmulas estructurales y de Lewis, el átomo de sodio (Na) y el de hidrógeno (H), comparten la siguiente característica:

- A. su valencia puede ser uno o dos
- B. comparten dos electrones
- C. poseen un electrón de valencia
- D. forman más de un enlace

Justificación:

b) De acuerdo con la tabla, la estructura de Lewis que representa una molécula de YW_2 es:



Átomo o ión del elemento	Y	W
Características		
Número de e^-	6	8
Número de p^+	6	8
Número de n	8	9
e^- de valencia	4	6

Justificación:

Tomado de: https://www.google.com.co/url?sa=t&rct=j&q=&esrc=s&source=web&cd=4&cad=rja&uact=8&ved=0ahUKEwil-haP8nMLPAhXDFh4KHT1VB9sQFggtMAM&url=http%3A%2F%2Fes.slideshare.net%2Fruampi%2Fpreguntas-icfes-de-quimica&usq=AFQjCNGFfnSA1mwYb2Q1VpMcITW9GZqHVg&sig2=uqyOkA8aXGSu7oY_k5NjFg

Actividad 8

Complete la columna de la derecha de la Tabla *Sequya* que se encuentra en la pg 59.



Clase 22

Enlaces químicos

Formación de compuestos

Actividad 1

Desarrolle la siguiente actividad con la plastilina y los palillos que le entregue el profesor.

1 Instrucciones:

- Elabore dos esferas de igual tamaño y únalas con un palillo.
- Elabore dos esferas de diferentes tamaños y colores, luego únalas con un palillo.

2 Responda en el cuaderno las siguientes preguntas:

- ¿Qué representa el palillo?
- ¿Qué representan las esferas de plastilina?

Actividad 2

1 Lea el siguiente texto.

Lectura 1

Enlace químico

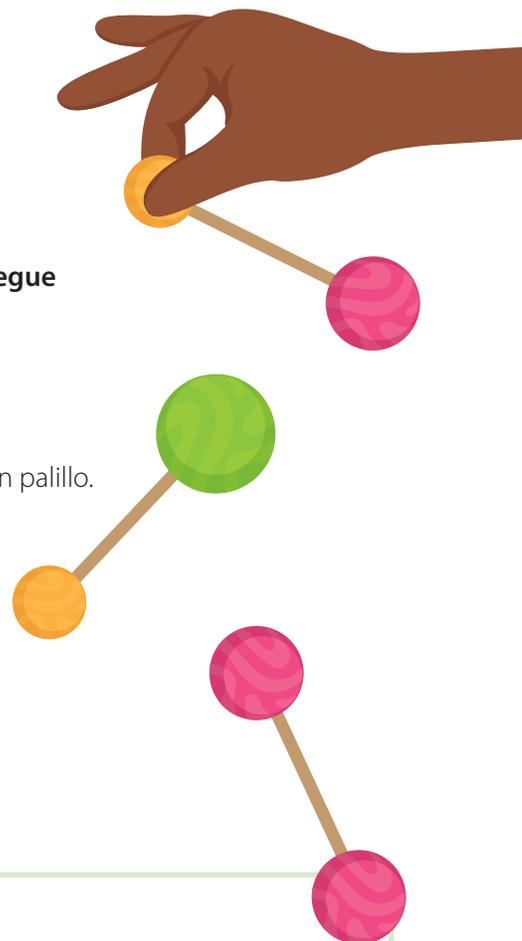
A excepción de casos muy raros, la materia no se desintegra espontáneamente. La desintegración se evita por las fuerzas que actúan a nivel iónico y molecular. A través de las reacciones químicas, los átomos tienden a llegar a estados más estables con menores niveles de energía potencial química.

Como ya se sabe, cuando dos o más átomos se unen, forman una **molécula**. Esta puede estar constituida por átomos de un mismo elemento o por átomos de elementos diferentes. Surge entonces la pregunta: ¿cómo se mantienen unidos los átomos? La respuesta la dan los enlaces químicos.

Un **enlace químico** es el resultado de la fuerza de atracción que mantiene unidos los átomos para formar moléculas. Los electrones que intervienen en el enlace son los que están ubicados en el último nivel de energía, el nivel de valencia; estos electrones pueden pasar de un átomo a otro para completar el número de electrones del último nivel y así estabilizar electrónicamente el átomo.

Los átomos pueden utilizar dos mecanismos para formar enlaces químicos, dependiendo del número de electrones de valencia que poseen. Estos mecanismos son en primer lugar, de transferencia de electrones que se presenta cuando un átomo transfiere sus electrones a otro átomo permitiéndole que complete ocho en su último nivel de energía y, en segundo lugar, compartimiento de electrones que se presenta cuando dos átomos comparten uno o más electrones de valencia y así ambos completan ocho electrones de valencia.

Tomado y adaptado de: Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). *Guía de recursos Ciencias Naturales 7*, Bogotá, Colombia: Santillana.



2 Con base en la lectura del texto anterior, responde las siguientes preguntas:

a) ¿Qué tipos de mecanismo existen para formar enlaces químicos?

b) ¿Cuáles son los electrones que participan en un enlace químico?

c) ¿Dónde se ubican los electrones que aparecen en un enlace químico?

Actividad 3

1 Lea el siguiente texto.

Lectura 2

Enlace iónico

Cuando un átomo cede un electrón, el número de protones será mayor que el número de electrones y se generará una carga positiva (+) en el átomo, pero si gana un electrón el número de protones será menor que el número de electrones y se generará una carga negativa (-); en ambos casos se habrán formado iones.

La carga del ion dependerá del número de iones cedidos o ganados; si un átomo gana dos electrones tendrá dos cargas negativas; si pierde dos electrones tendrá dos cargas positivas. Estos iones tienen cargas eléctricamente contrarias por lo cual pueden atraerse mutuamente y formar un enlace iónico, dando lugar a un compuesto iónico.

El enlace químico iónico se forma por transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro. Por lo general, la unión de un elemento metálico con un no metal es de tipo iónico.

Tomado y adaptado de: Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). *Guía de recursos Ciencias Naturales 7*, Bogotá, Colombia: Santillana.

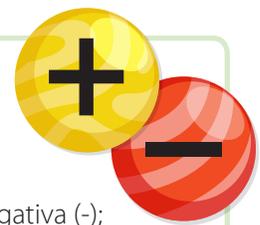


Figura 1: Enlace iónico del NaCl

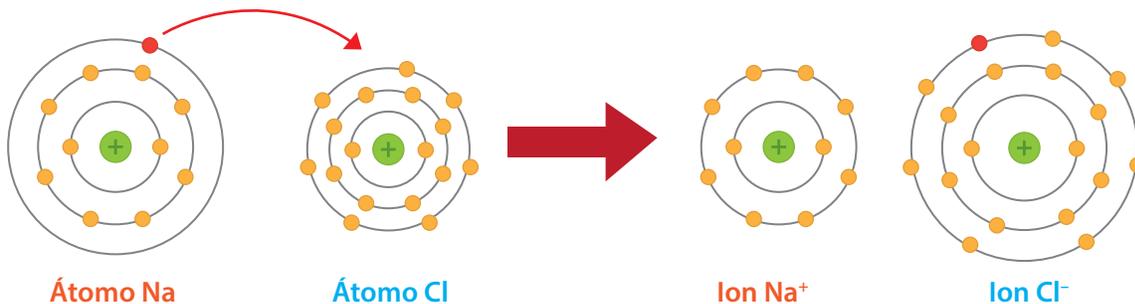


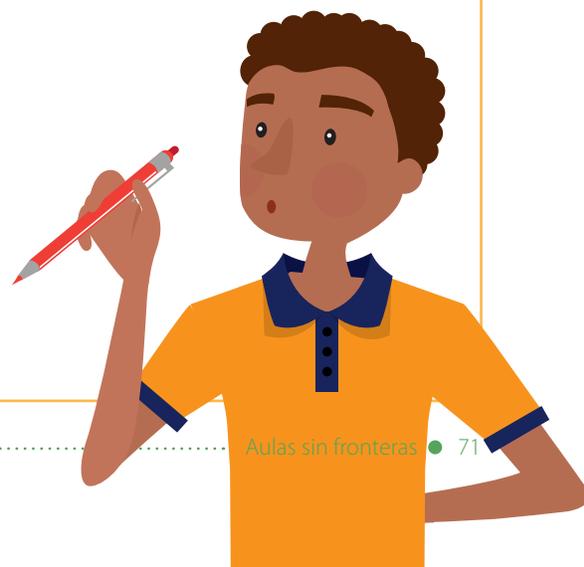
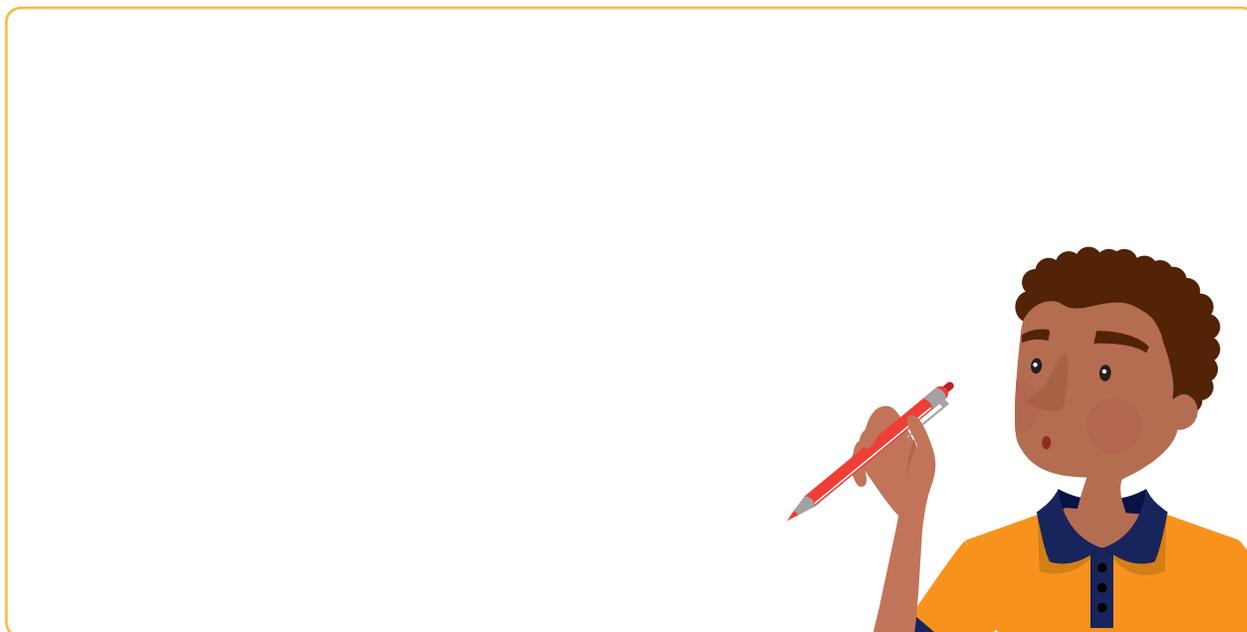
Imagen tomada de: <http://lasmaravillasdelagua564.blogspot.com.co/2011/02/estructura-molecular-del-agua-enlaces.html>

2 Con base en la Figura 1, responda las siguientes preguntas.

- ¿Qué átomo cede el electrón?
- ¿Qué átomo gana el electrón?
- Escriba la configuración electrónica del ión sodio y del ión cloro.
- Explique la formación del enlace de $AlCl_3$ en forma de estructura de Lewis.

Actividad 4

- Represente tres diferentes enlaces iónicos con la plastilina y los palillos.
- Escriba qué tipo de átomos representa y elabore el diagrama de Lewis respectivo. Indique qué átomo cede el electrón y cuál lo recibe.



Clase 23

Tipos de enlaces

Actividad 5

1 Lea el siguiente texto.

Lectura 3

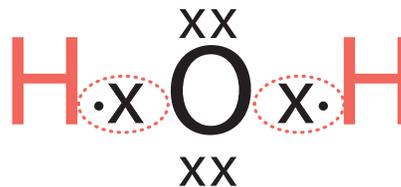
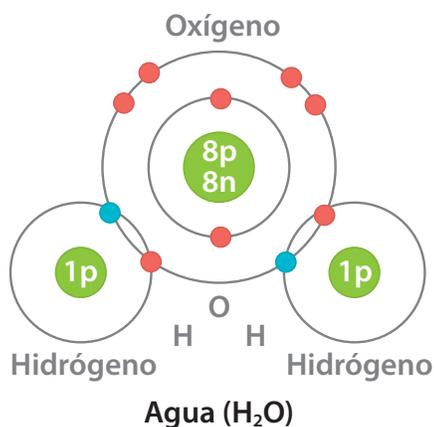
Enlace covalente

No todos los átomos ceden o ganan electrones cuando forman enlaces. Un **enlace covalente** se forma cuando dos átomos comparten uno o más de dos pares de electrones para completar cada uno ocho electrones en su último nivel. En este enlace, no hay formación de iones y se presenta principalmente entre los no metales. Los electrones compartidos en un enlace covalente pertenecen a ambos átomos. Cada par de electrones compartidos se representa por una línea que une los dos símbolos de átomos.

Ejemplo: la molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (no metales).

Tomado y adaptado de: Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). *Guía de recursos Ciencias Naturales 7*, Bogotá, Colombia: Santillana.

Figura 2: Diagrama de Böhr y estructura del enlace en la molécula de agua.



2 Con base en la lectura del texto anterior, responda en su cuaderno las siguientes preguntas:

- ¿Cuántos electrones forman un enlace covalente?
- ¿Un enlace covalente se forma entre átomos de elementos metálicos o no metálicos?
- ¿Cuál es la configuración electrónica del hidrógeno y del cloro? ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno?
- Dibuje la estructura de Lewis del enlace covalente que hay en HCl.

Actividad 6

1 Lea el siguiente texto.

Lectura 4

Clases de enlaces covalentes

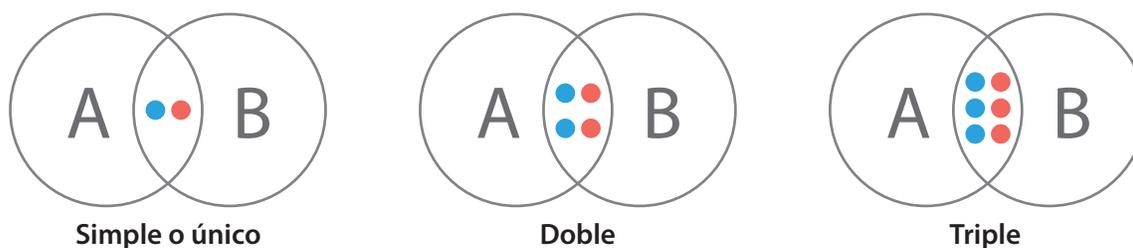
Dependiendo del número de enlaces compartidos, los enlaces covalentes pueden ser simples o sencillos, dobles o triples.

Enlace covalente sencillo: es el que se forma cuando los átomos que se unen comparten un par de electrones; cada átomo aporta un electrón, como en el caso del HCl.

Enlace covalente doble: es el que se forma cuando los átomos que se unen comparten dos pares de electrones; cada átomo aporta un par. Se representa con dos líneas cortas (=).

Ejemplo: la molécula de oxígeno

Figura 3. Enlace covalente



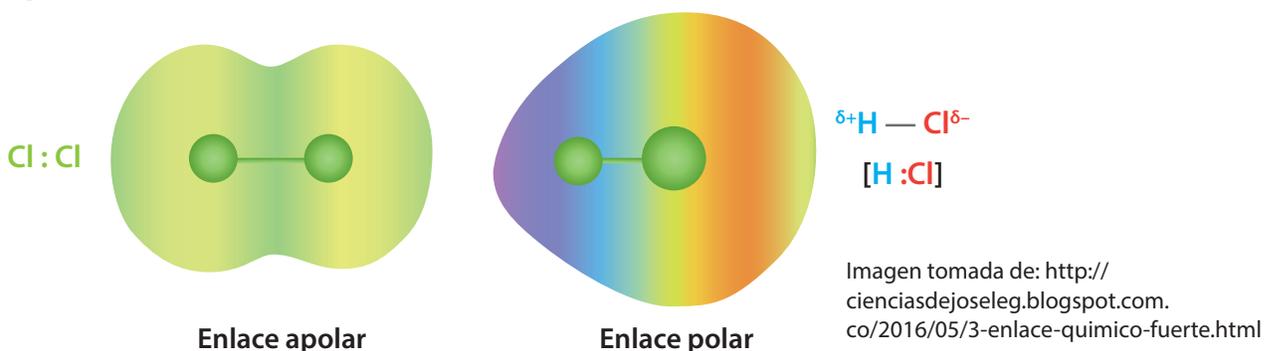
Enlace covalente triple: es el que se forma cuando se comparten tres pares de electrones; cada átomo aporta tres electrones. Su representación es de tres líneas (\equiv).

Ejemplo: la molécula del nitrógeno.

También los enlaces covalentes se diferencian en **polar** y **apolar** dependiendo de la electronegatividad de cada átomo.

Enlace covalente apolar: cuando las moléculas están formadas por dos átomos iguales, estas no presentan diferencia en la electronegatividad, por lo cual son conocidas como moléculas apolares (sin polos). Los pares de electrones compartidos son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad. También se da el enlace apolar cuando la diferencia de electronegatividad es inferior a 0,5.

Figura 4.





Enlace covalente polar: cuando los átomos se enlazan, tienen una electronegatividad diferente. En la molécula se establece una zona donde se concentra una mayor densidad electrónica, originándose así un polo positivo y uno negativo. Por consiguiente, la zona que pertenece al átomo de mayor electronegatividad, será el polo negativo y la de menor electronegatividad, será la del polo positivo. La diferencia de electronegatividad entre los dos átomos de diferentes elementos del enlace polar debe ser entre 0,5 y 1,6 superior a este valor es un enlace iónico. En la figura se indican las cargas parciales (positiva y negativa) mas no se representa la carga de cada ion. $HCl \rightarrow H + \delta \text{---} Cl - \delta$

Enlace covalente coordinado: este enlace tiene lugar entre distintos átomos y se caracteriza porque los electrones que se comparten son aportados por uno solo de los átomos que se enlazan. El átomo que aporta el par de electrones se denomina dador y el que lo recibe, receptor.

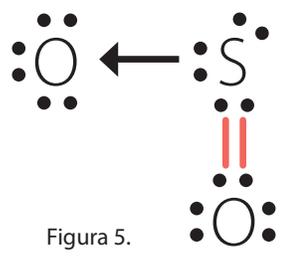


Figura 5.

El enlace covalente coordinado se representa por medio de una flecha que parte del átomo que aporta los dos electrones y se dirige hacia el átomo que no aporta ninguno. El SO_2 es una molécula en la cual se presenta un enlace covalente doble y dativo.

Tomado y adaptado de:

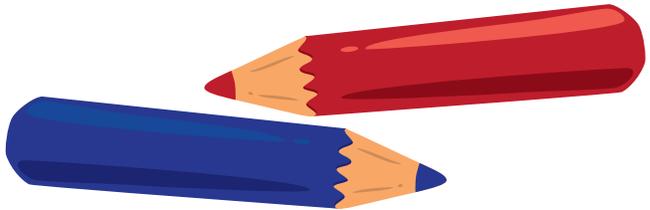
- Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). *Guía de recursos Ciencias Naturales 7*, Bogotá, Colombia: Santillana.
- Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbelaez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto Química 1*. Bogotá, Colombia: Santillana.

2 Indique qué tipo de molécula se presenta de acuerdo al tipo de enlace.

- | | |
|-----------------|------------------|
| a) H_2 _____ | f) CO_2 _____ |
| b) Cl_2 _____ | g) H_2O _____ |
| c) O_2 _____ | h) HNO_2 _____ |
| d) N_2 _____ | i) HCl _____ |
| e) F_2 _____ | j) CO _____ |

3 Señale el compuesto que solo posee enlace covalente.

- a) KCl b) $BaCO_3$ c) H_2SO_4 d) KNO_2 e) BaO



Clase 24

Clasificación de los compuestos de acuerdo a sus enlaces

Actividad 7

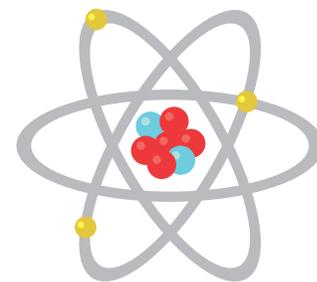


Tabla 1: Propiedades de los compuestos iónicos y covalentes.

Enlaces iónicos	Enlaces covalentes
<ul style="list-style-type: none"> ■ Se da entre cationes y aniones. ■ Uno cede electrones y el otro recibe. ■ Son solubles en agua. ■ Son sólidos a temperatura ambiente. ■ Conducen la electricidad en disolución o fundidos. ■ En general, sus puntos de fusión son altos. 	<ul style="list-style-type: none"> ■ Se da entre átomos y átomos. ■ Ambos comparten el par electrónico. ■ Este tipo de enlace se subdivide en : <ul style="list-style-type: none"> – Sencillo. – Doble. – Triple. ■ Son gases y líquidos a temperatura ambiente. ■ Apolares no son solubles en agua, pero sí lo son en compuestos apolares. ■ Polares son solubles en compuestos polares. ■ No conducen la corriente eléctrica. ■ En general, tienen puntos de fusión bajos.

Con base en la Tabla 1, “ Propiedades de los compuestos iónicos y covalentes”, responda para cada uno de los siguientes ejemplos, si se trata de un compuesto iónico o covalente y si es covalente, indique si es polar o apolar.

- 1 El compuesto es soluble en agua y conduce la electricidad. _____
- 2 El compuesto es insoluble en agua y no conduce la electricidad. _____
- 3 El compuesto presenta bajo punto de fusión y es líquido. _____
- 4 El compuesto es soluble en compuestos no polares. _____
- 5 El compuesto se da por transferencia de electrones. _____
- 6 El compuesto formado por la compartición de pares electrónicos. _____

Actividad 8

Laboratorio de enlaces: solubilidad y conductividad eléctrica

1 Escriba en su cuaderno los resultados de las experiencias de solubilidad realizadas por el profesor y complete la Tabla 2.

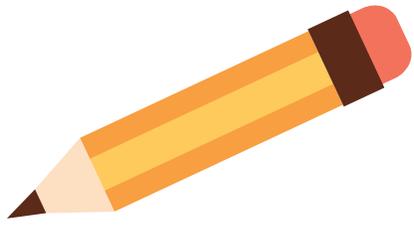


Tabla 2: Solubilidad.

Sustancia	Soluble en agua	No soluble en agua

2 a) Escriba en su cuaderno los resultados de las experiencias de conductividad realizadas por el profesor y complete la Tabla 3.

Tabla 3: Conductividad.

Sustancia	Conduce la electricidad	No conduce la electricidad



b) Concluya qué tipo de enlace está presente en cada sustancia en la Tabla 4.

Tabla 4: conclusiones.

Sustancia	Tipo de enlace



Semana 1 • Bimestre I • Número de clases 1 – 3

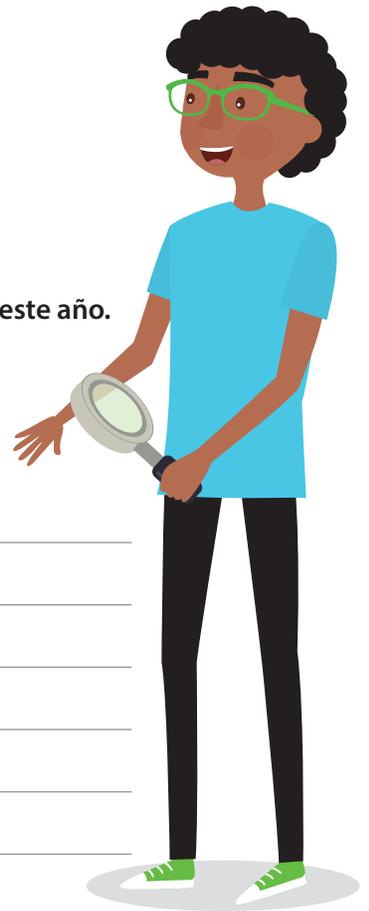
Clase 1

Tema: Historia de la teoría atómica y modelos atómicos

La química, los químicos y el modelo atómico de la materia

Actividad 1

- 1 Escriba a continuación sus expectativas frente a la clase de ciencias naturales este año.
¡Piense qué espera aprender!



- 2 Observe a su alrededor y, máximo en un minuto, escriba aquellas cosas que usted considere que tienen alguna relación con la química, la biología o la física.

Química	Biología	Física



 Actividad 2

- 1 Lea el siguiente texto y subraye las ideas que considere más importantes.
- 2 Luego, asígnele un título.


 Lectura 1

Título: _____

La química es parte importante de nuestra vida cotidiana. A diario, los medios de comunicación nos informan acerca del deterioro del ambiente, la presencia de sustancias tóxicas en el aire, el agua y el suelo, del calentamiento global, entre otros muchos temas. También nos informan sobre nuevos medicamentos y nuevos inventos que implican el uso de distintos materiales.

En realidad, los procesos químicos ocurren todos los días y de manera permanente a nuestro alrededor, y tienen un efecto sobre todo lo que se usa y hace. Se hace química al cocinar, al comer, al crecer.

La química está presente cuando se transforma la energía en materia y la materia en energía, al reaccionar distintos materiales entre sí o simplemente al mezclar una o más sustancias.

La **química** es el estudio de la composición, estructura, propiedades y reacciones de la materia. La **materia** es aquello de lo que están hechas las cosas. Esta palabra se designa a todas las sustancias que componen el universo, y en consecuencia, la Tierra. La materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio; está formada por elementos que, a su vez, están constituidos por átomos.

Los químicos han estudiado la materia durante muchos siglos para explicar los cambios de las sustancias y su composición química, reconociendo al átomo como su unidad fundamental.

Todas las cosas que observamos alrededor están compuestas por una o más sustancias: los elementos. A su vez, todos los elementos están formados por átomos, que son la unidad más pequeña de la materia.

Hoy sabemos que la materia está constituida por 118 tipos de elementos entre sintéticos y naturales. 92 de ellos se encuentran en la naturaleza y constituyen todas las sustancias del mundo. También sabemos que las aplicaciones de este conocimiento son la base del funcionamiento de muchos de los artefactos eléctricos y electrónicos que usamos a diario.

En conclusión, todo en el universo es materia y está constituida por átomos.

Texto tomado y editado de: Timberlake Karen (2013) *Química orgánica y biológica*. Ciudad de México, México: Ed. Pearson.

Modelo atómico: una representación gráfica o simbólica del átomo que permite describir la clase y el número de partículas fundamentales que lo componen, y explica además, cómo se comporta y organiza.

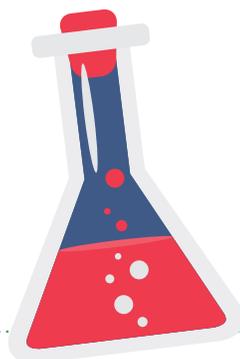


 **Actividad 3**

- 1 Observe y escuche atentamente la información del video.
- 2 Teniendo en cuenta la información del video, identifique las afirmaciones que son **verdaderas**. Márquelas con una equis (X).

Algunas ideas acerca del modelo atómico de la materia

- a) La teoría atómica se basa en la suposición de que la materia no es continua, sino que está formada por partículas llamadas átomos.
- b) La teoría atómica describe una parte de nuestro mundo material, a la cual no es posible acceder por observación directa.
- c) La teoría atómica permite explicar las propiedades de las diversas sustancias por medio de modelos.
- d) La teoría atómica se explica por medio de modelos que han ideado los científicos e investigadores a lo largo de la historia de la química.
- e) El modelo atómico ha pasado por diversas concepciones y en su momento explicó la estructura del átomo haciendo uso de todos los datos experimentales de los cuales se disponía.
- f) El modelo atómico ha cambiado con el tiempo y ha sido necesario modificarlo para adaptarlo a los nuevos datos y necesidades de las investigaciones.
- g) Cada modelo se ha apoyado en los anteriores conservando determinados aspectos y modificando otros.
- h) Los modelos permiten representar aquello que es imposible ver, como por ejemplo, un átomo.
- i) Un modelo utiliza ideas y conocimiento previo para explicar hechos desconocidos que se presentan en la naturaleza.
- j) Durante más de 2.400 años, los filósofos y científicos trataron de determinar la composición interna de la materia, debido a que no era posible observarla.





Actividad 4 - Tarea

- 1 Lea la información de la Tabla 1.
- 2 Elabore una línea del tiempo en su cuaderno en la que identifique los aportes y avances científicos que llevaron a la formulación del modelo atómico mecánico cuántico actual. No olvide escribir la fecha y el tema de la clase.
- 3 Encuentre la relación entre la información que se encuentra escrita en azul y aquella que se encuentra escrita en negro.
- 4 Asígnele un título a la **Tabla 1**.

Tabla 1. **Título:** _____

Tiempo/año	Descubrimiento o modelo atómico	Científico	Descripción
384 a 322 a.C.	Teoría de los 4 elementos	Aristóteles	Filósofo griego que creía que todas las cosas que nos rodean están hechas de cuatro elementos: agua, aire, tierra y fuego.
460 a 370 a. C.	Teoría Atómica	Demócrito y Leucipo	Filósofos griegos que postularon que toda la materia está constituida por partículas indivisibles, llamadas átomos, sin que exista nada entre ellos excepto espacio vacío.
Siglo XVII 1660	Definición de elemento	Robert Boyle	Químico inglés, quien postuló que los elementos están formados por cuerpos simples (átomos), que no están hechos de otros cuerpos y que cuando se mezclan, forman compuestos.
1785	Ley de la conservación de la masa	Lavoisier	Químico francés, considerado el padre de la química. Sostuvo que: "Nada se crea en las operaciones del arte ni en la naturaleza y puede establecerse como principio que en toda operación hay una cantidad igual de materia antes y después de la operación [...] Sobre este principio de funda todo el arte de hacer experimentos en química".
1787	Método nomenclatura química	Lavoisier, Berthollet, Guyton y Fourcroy	Definieron los elementos como sustancias más simples que no se pueden descomponer. Le asignaron nombre a 33 elementos, teniendo en cuenta la propiedad más importante de cada uno. Luego, asignaron nombres a los compuestos a partir de los nombres de los elementos.



Tiempo/año	Descubrimiento o modelo atómico	Científico	Descripción
1805	Modelo atómico	John Dalton	<p>Formuló la teoría atómica por primera vez, y la utilizó para explicar por qué los átomos reaccionan en proporciones simples de números enteros, formulando la ley de las proporciones múltiples.</p> <p>Luego, tuvo en cuenta la teoría atómica de los griegos y postuló su propia teoría atómica así:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Toda la materia está constituida por átomos que son pequeñas partículas de un elemento que no puede crearse ni destruirse. 2. Los átomos de un elemento no pueden transformarse en los átomos de otro elemento. <p>En reacciones químicas, las sustancias originales se separan en átomos, los cuales se combinan para formar diferentes sustancias.</p> <ol style="list-style-type: none"> 3. Los átomos de un elemento son idénticos en masa y otras propiedades y son diferentes de los átomos de cualquier otro elemento. 4. Los compuestos resultan de la combinación química de una proporción específica de átomos de diferentes elementos.
1886	Descubrimiento de los protones	Eugen Goldstein	<p>Por medio de experimentos, observó el paso de ciertas partículas a las que llamó "rayos canales." Hoy en día, son conocidas como protones.</p>
1896	Descubrimiento de la radiactividad	Henri Becquerel	<p>Estudió algunas sustancias que emiten luz después de exponerlas a la luz solar, fenómeno conocido como fosforescencia. A partir de esto, decidió investigar si estas sustancias también emitían rayos como los rayos X. Debido al clima lluvioso de la época, dejó el uranio con el que trabajaba y unas placas fotográficas envueltas en papel negro en un cajón durante varios días. Días después, se sorprendió de ver la imagen de material de uranio en las placas fotográficas sin haber sido expuestas a la luz solar. De esta manera, descubrió accidentalmente la radiactividad.</p>
1900	Modelo atómico/ Tipos de emisiones radiactivas	Ernest Rutherford	<p>Mediante sus experimentos descubrió y clasificó las emisiones radiactivas en: rayos alfa, beta y gama. Sugirió un nuevo modelo atómico y postuló a partir de su descubrimiento que los electrones ocupan la mayor parte del volumen del átomo, mientras que la mayoría de la masa está concentrada en el núcleo pequeño cargado positivamente. Reconoció que dentro del átomo, existe un gran espacio vacío.</p>

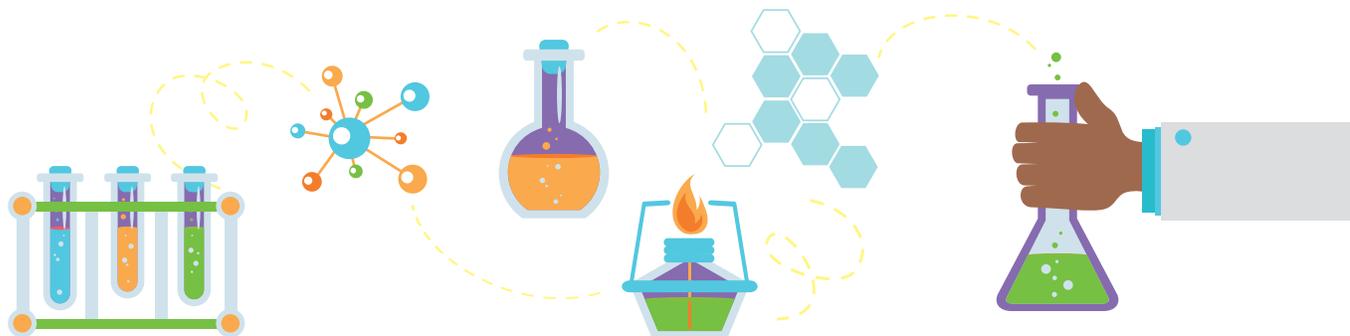


Tiempo/año	Descubrimiento o modelo atómico	Científico	Descripción
1904	Descubrimiento de los electrones. Modelo atómico "budín de pasas".	J.J. Thomson	Químico inglés, quien a través de un experimento con campos eléctricos y magnéticos, comprobó la existencia de los electrones llegando a la conclusión que se trataba de partículas con carga negativa. Así, propuso un nuevo modelo atómico en el cual plantea que el átomo está formado por electrones incrustados en un mar de cargas positivas.
1913	Descubrimiento del número atómico	Henry Moseley	Basándose en los experimentos de dispersión de las partículas alfa por los núcleos de los átomos, dedujo que el número de cargas unitarias del núcleo coincide con el número de orden correspondiente a cada elemento en el sistema periódico, quedando ambos representados por una cantidad, a la que llamó número atómico. Es decir, que el número de electrones es igual a número de protones.
1913	Modelo atómico Niveles de energía	Niels Böhr	Demostró que los electrones de los átomos de hidrógeno existen sólo en órbitas (niveles de energía) esféricas. Postuló una nueva teoría atómica de la materia y concluyó que los electrones giran alrededor del núcleo siguiendo órbitas circulares bien definidas. Cada una de las órbitas posee un valor característico de energía llamado nivel de energía, el cual es designado por (n) y puede tomar valores como n1,n2,n3,... etc. o K,L,M,N,O,P. En cada nivel de energía, sólo puede existir cierto número de electrones. Cuando un electrón pasa de un nivel a otro superior, debe absorber la cantidad de energía que corresponde a la diferencia entre los dos niveles. De la misma forma, si el electrón desciende a un nivel de energía inferior debe liberar la cantidad de energía equivalente a la diferencia entre los dos niveles.
1916	Niveles y subniveles de energía y las órbitas elípticas	Arnold Sommerfeld	Físico alemán, quien propuso una nueva versión del modelo atómico a partir del modelo propuesto por Böhr. Según Sommerfeld, cuando una partícula (electrón) con una energía dada se encuentra en una órbita, se mueve circularmente, pero también puede hacerlo con la misma energía y en perfecto equilibrio en una órbita elíptica. Esto sugiere que no solamente existían los niveles de energía, sino que además había una secuencia de valores intermedios a los que denominó subniveles de energía. Así, propuso un nuevo modelo de la estructura atómica, en el cual los electrones ocupan órbitas circulares y elípticas a partir del segundo nivel de energía.



Tiempo/año	Descubrimiento o modelo atómico	Científico	Descripción
1924	Teoría de la dualidad de la materia	Louis De Broglie	Comparó las propiedades del fotón y del electrón, planteó que el electrón se comporta unas veces como partícula y otras veces como onda.
1926	Ecuación de la onda Modelo mecánico-cuántico	Erwin Schrödinger	Científico austriaco, quien describió el movimiento de los electrones en los átomos mediante una ecuación matemática que combinaba la naturaleza de partícula del electrón, sus propiedades ondulatorias y las relaciones cuánticas en una relación de probabilidad. Este nuevo modelo considera que los electrones tienen un comportamiento tanto de onda como de partícula, y que un electrón no se mueve en órbitas como lo propone Böhrr sino en una zona de alta densidad electrónica llamada nube electrónica. El recorrido del electrón se llamó orbital electrónico.
1932	Descubrimiento del neutrón	James Chadwick	Científico inglés que al bombardear el Berilio con partículas alfa, observó la emisión de partículas de masa aproximada a la del protón pero sin carga eléctrica, porque no se desviaban en campos eléctricos, descubriendo así los neutrones.
1927	Principio de incertidumbre	Werner Heisenberg	Sintetiza el modelo de Sommerfeld y Schrödinger y plantea además, que es imposible determinar simultáneamente, con una precisión absoluta, la posición y velocidad de una partícula tan pequeña como el electrón. Propone así el principio de incertidumbre.

Tomado y editado de: Burns Ralph. (2003). *Fundamentos de Química*. Editorial Pearson.



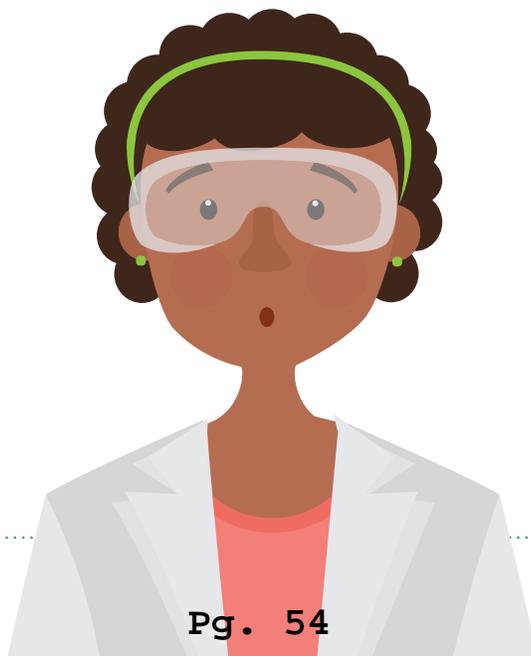
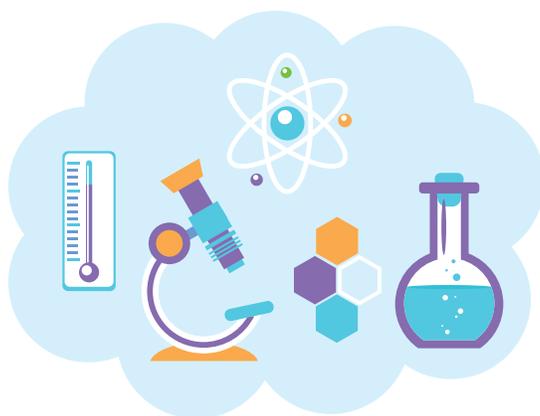
Clase 2

Relación entre los avances científicos y los avances de la ciencia

Actividad 5

Con base en la información de la Tabla 1 y del video, responda en su cuaderno las siguientes preguntas:

- 1 Si fuera posible retroceder en el tiempo y representar a uno de los científicos que han contribuido en la construcción del modelo atómico de la materia, ¿cuál científico elegiría? ¿Por qué?
- 2 ¿Cuáles fueron los conocimientos aportados acerca de la estructura y el comportamiento de la materia para proponer dicho modelo?
- 3 Suponga que usted es un científico que quiere proponer un nuevo modelo atómico. Mencione al menos tres conocimientos y/o descubrimientos necesarios para que usted pueda formular su propuesta.
- 4 ¿Por qué han cambiado los modelos atómicos a lo largo de la historia?
- 5 ¿De qué manera afectan nuestra vida cotidiana los avances en el conocimiento de la estructura atómica de la materia? Explique.



Clase 3

Propiedades de los átomos: relaciones cuantitativas de las partículas subatómicas

Actividad 6

Complete **únicamente** la columna **Lo que sé** de la Tabla *Sequya*, respondiendo a cada una de las preguntas formuladas en la columna **Lo que quiero saber**.



Lo que sé	Lo que quiero saber	Lo que aprendí
	¿Qué propiedades me permiten describir un elemento químico?	
	¿Cuál es la diferencia entre número atómico y número másico?	
	¿Cómo se representan simbólicamente número atómico y número másico?	
	¿Qué diferencia existe entre protón, neutrón y electrón?	
	¿Qué es una partícula subatómica?	
	¿Qué espacio ocupan en el átomo los protones, los neutrones y los electrones?	



 Actividad 7

- 1 Siga de manera atenta la lectura del siguiente texto y a partir de la misma, subraye las ideas que le permiten comprender las propiedades de los átomos.
- 2 Luego, complete el mapa conceptual que se presenta a continuación de la lectura.


 Lectura 2

Algunas propiedades de los átomos

Como ya sabemos, los primeros modelos atómicos proponían la existencia de tres clases de partículas subatómicas (partículas que se encuentran formando el átomo): protones, neutrones y electrones.

Los avances de la química a través de los siglos han permitido establecer hoy en día que dichas partículas subatómicas están formadas a su vez por otras más pequeñas. Hablamos de partículas **bosónicas**, como los fotones, gluones y piones.

Los protones y neutrones están formados por *quarks* reunidos. Los **quarks** combinan partículas llamadas gluones. Se reconocen seis diferentes tipos de quarks y una gran cantidad de partículas subatómicas.

Sin embargo, las características físicas y químicas de los átomos se siguen reconociendo a través de las tres partículas subatómicas fundamentales: los protones (carga positiva), los neutrones (sin carga) y los electrones (carga negativa). Los dos primeros se encuentran formando el núcleo y el tercero se ubica en su periferia.

Hoy sabemos por ejemplo, que algunas de las propiedades físicas como el punto de fusión, el punto de ebullición, el color o la dureza, están determinadas por los electrones.

Así, de acuerdo con la cantidad de estas partículas (protones, neutrones y electrones), un átomo presenta propiedades que lo caracterizan: el número atómico, el número de masa, masa atómica e isótopos.

Número atómico: cantidad de cargas positivas que hay en el núcleo de un átomo. En átomos neutros este número coincide con el número de electrones. Se representa con la letra **(Z)**.

Por ejemplo: el oxígeno (O) presenta un **número atómico** de 8, entonces es correcto decir que tiene 8 protones en su núcleo y 8 electrones en la periferia (**Z = 8**).

Número de masa: dado que la masa de un electrón es demasiado pequeña comparada con la masa de los protones y los neutrones, no es considerada para calcular la masa de un átomo. Así, **el número de masa de un átomo es la suma de protones y neutrones**. Se representa con la letra **A**.

Por ejemplo:

$A = \text{protones} + \text{neutrones}$.

El oxígeno (O) = 8 protones + 8 neutrones, entonces:

$A = 8 + 8 = 16$;

A=16

Isótopos: estos son átomos de un mismo **elemento**, cuyos núcleos presentan el mismo número atómico (Z), pero diferente número de masa (A). Esto significa que en su núcleo **tiene el mismo número de protones, pero el número de neutrones es diferente**. En la naturaleza son muchos los elementos que presentan isótopos. Por ejemplo, en estado natural, el oxígeno es una mezcla de isótopos, en la cual



el 99,8% corresponde a átomos con $A = 16$ ($Z = 8$ y $N = 8$), mientras que el 0,037% tiene $A = 17$ ($Z = 8$ y $N = 9$) y el 0,204% posee $A = 18$ ($Z = 8$ y $N = 10$). Se representa así:



Masa atómica: como la masa de un átomo es tan pequeña, alrededor de 10^{-24} g, se han calculado las masas atómicas relativas de los átomos con relación a un patrón de medida. Este patrón es la doceava parte del átomo de carbono de número másico 12. El número de referencia es de 12.000 unidades de masa atómica (uma o simplemente u).

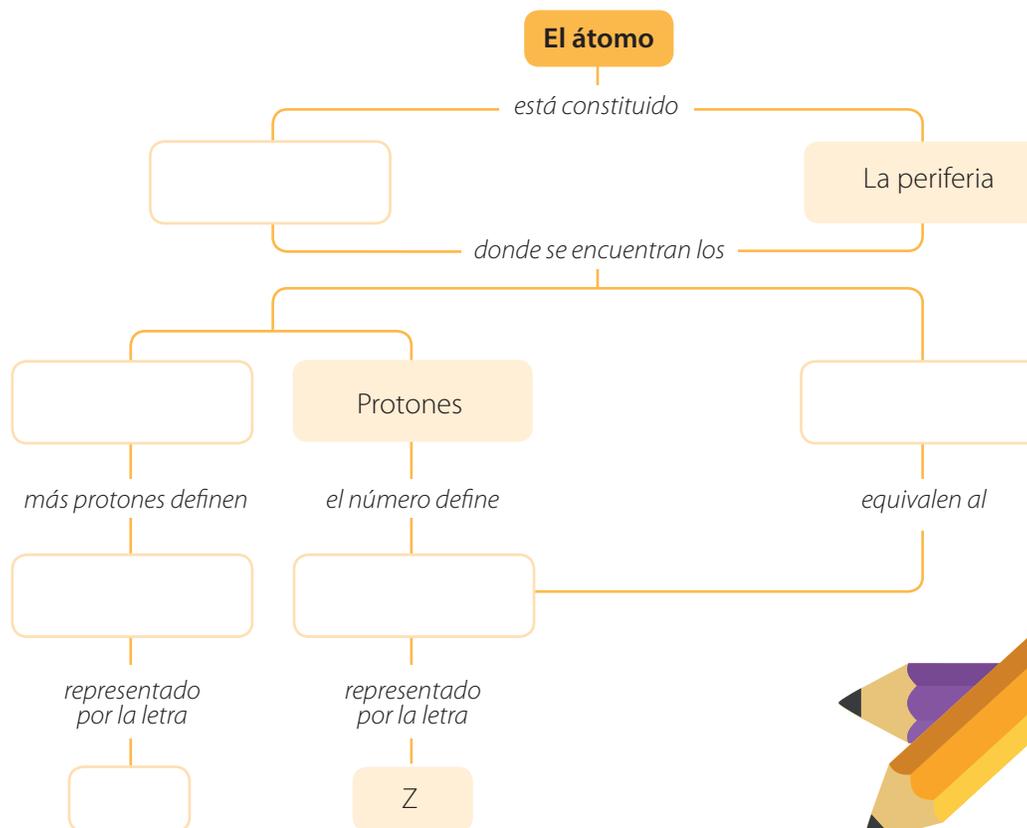
La masa atómica hace referencia entonces, al cálculo de las abundancias relativas de los isótopos de un elemento a partir del número de masa del carbono 12.

Siendo una u.m.a. = $1,67 \times 10^{-24}$ g

Por ejemplo:

Si se establece que un átomo de oxígeno tiene una masa atómica de 15,99... uma, quiere decir que la masa atómica de un átomo de oxígeno es 15,99... veces mayor que la doceava parte de átomo de carbono 12, ya que la masa atómica de este isótopo es de 12 uma.

Tomado y editado de: Burns Ralph (2003). *Fundamentos de Química*. Ciudad de México, México: Editorial Pearson.



1 Actividad 8 - Minilaboratorio**1** Siga los pasos del siguiente procedimiento:

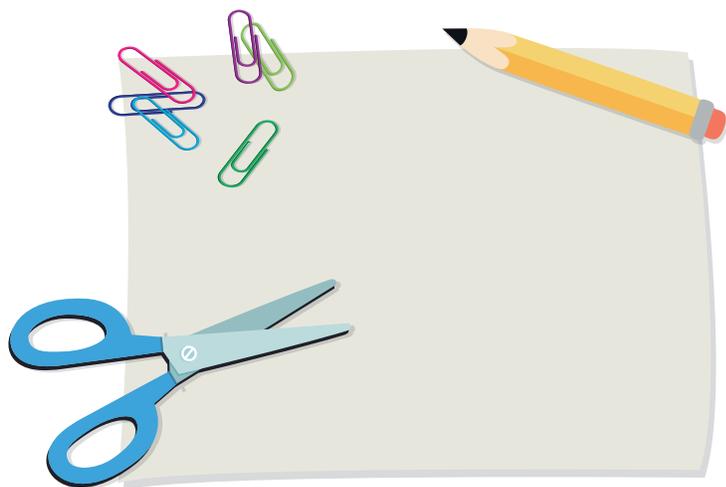
- Coloque una hoja de papel blanca tamaño carta sobre el pupitre (una por grupo), marque una **X** en el centro.
- Tome un puñado de clips o semillas (lentejas) u objetos muy pequeños, y calcule unos 25 cm de altura por encima de la **X**. Deje caer los objetos sobre la hoja.
- Marque con el lápiz el lugar donde cayeron.
- Repita este procedimiento varias veces, hasta que tenga aproximadamente 30 marcas en el papel.
- Finalmente, dibuje un círculo alrededor de las marcas de la **X**. Suponga que la hoja representa el átomo.

2 Responda en su cuaderno:

- ¿Qué representan las marcas en el papel?
- ¿Dónde cayeron la mayoría de los objetos?
- ¿Qué representa la equis (**X**)?
- ¿Qué representa el círculo en la hoja de papel?
- ¿Cómo se relaciona esta actividad con la teoría atómica actual y el principio de incertidumbre?

3 Tome un trozo de papel y divídalo cuantas veces pueda.

- ¿Cuál es el trozo más pequeño que podría hacer?
- ¿Qué relación tiene esta actividad con el tema de materia y átomo?



Actividad 9

Determine el elemento químico que conforma cada uno de los materiales que se relacionan en la Tabla 2 (o el más abundante). Con base en esta información, consulte la tabla periódica para completarla.

Tabla 2: Algunas propiedades de los átomos

Material	Elemento químico	Símbolo	Z	A	No Protones	No Neutrones (A-Z)	No Electrones
Clip							
Puntilla							
Fósforo							
Mina de lápiz							
Trozo de alambre rojo							

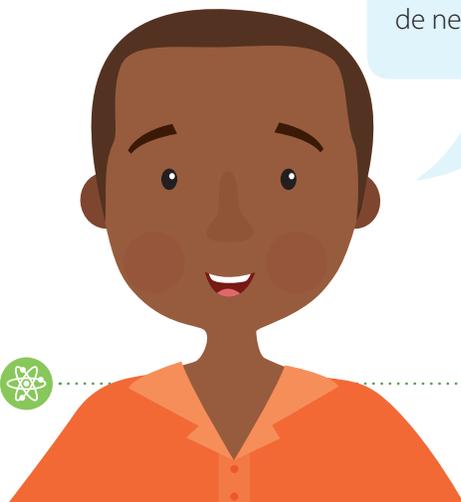
Síntesis:

El número atómico es importante porque es el que le da identidad al elemento y se establece con el número de protones presentes en el núcleo de un átomo. Indica además, el número de electrones presentes en la periferia. Entre tanto el número de masa representa el número total de protones y neutrones presentes en el núcleo del átomo y la masa atómica hace referencia al promedio de abundancias relativas de los átomos de un mismo elemento.

Número atómico: $Z = \text{número de protones o electrones en átomos neutros.}$

Número de masa: $A = Z + N$

Donde A representa el número de masa, Z el número atómico y N el número de neutrones.





Actividad 10 - Tarea

- 1 La Tabla 3 presenta algunos minerales fundamentales para los seres humanos. Complete la información consultando la tabla periódica de elementos químicos.
- 2 Busque las palabras desconocidas consultando el diccionario y elabore un glosario en su cuaderno.

Tabla 3: Número atómico y número de masa de algunos elementos fundamentales para los seres vivos.

Elemento	Funciones que favorece	Síntomas de carencia	Fuentes	(Z)	A
Calcio	Coagulación de la sangre y funcionamiento de músculos y huesos.	Falta de crecimiento, raquitismo, osteoporosis.	Lácteos, verduras, pescado		
Fósforo	Formación de huesos. Obtención de energía.	Desmineralización ósea y debilidad.	Lácteos, carne, pescado, granos		
Azufre	Síntesis de aminoácidos.	Falla del metabolismo por inhibición de actividad enzimática.	Carne, pescado, verduras		
Potasio	Función del sistema nervioso y sistema muscular.	Debilidad muscular, parálisis, ritmo cardiaco irregular y pérdida de apetito.	Carne, pescado, leche, frutas (banano).		
Sodio	Balance de agua corporal, función nerviosa.	Calambres, apatía y cansancio.	Pescados, huevos, sal de mesa		
Hierro	Transporte de oxígeno y dióxido de carbono, respiración celular, funcionamiento de sistema nervioso y muscular.	Anemia, debilidad, cansancio, exposición a enfermedades infectocontagiosas.	Hígado, pescado, vegetales, granos		
Yodo	Síntesis de hormona tiroidea.	Bocio y cretinismo.	Mariscos, lácteos, sal yodada		
Cobre	Formación de glóbulos rojos.	Anemia. Disminución del crecimiento y fallas en el sistema nervioso y muscular.	Carne, huevos, pescado.		

- 3 Según los avances de la ciencia en la actualidad, ¿cuántos números atómicos se han determinado? _____ ¿Cuántos números de masa? _____
- 4 ¿Qué relación hay entre el fósforo de la Actividad 9 y el fósforo de la Tabla 3?

Actividad 11

Complete la columna de la derecha de la Tabla Sequya.

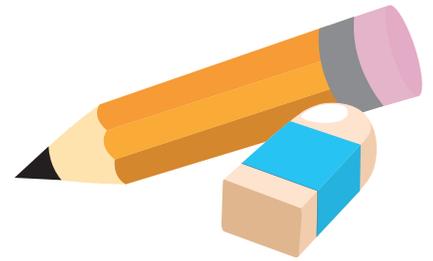
Clase 4

Tema: Configuración electrónica

Los números cuánticos

Actividad 1

Observe y escuche con atención el video para identificar ideas que le permitan escribir un párrafo sobre niveles, subniveles electrónicos y su relación con la distribución electrónica.

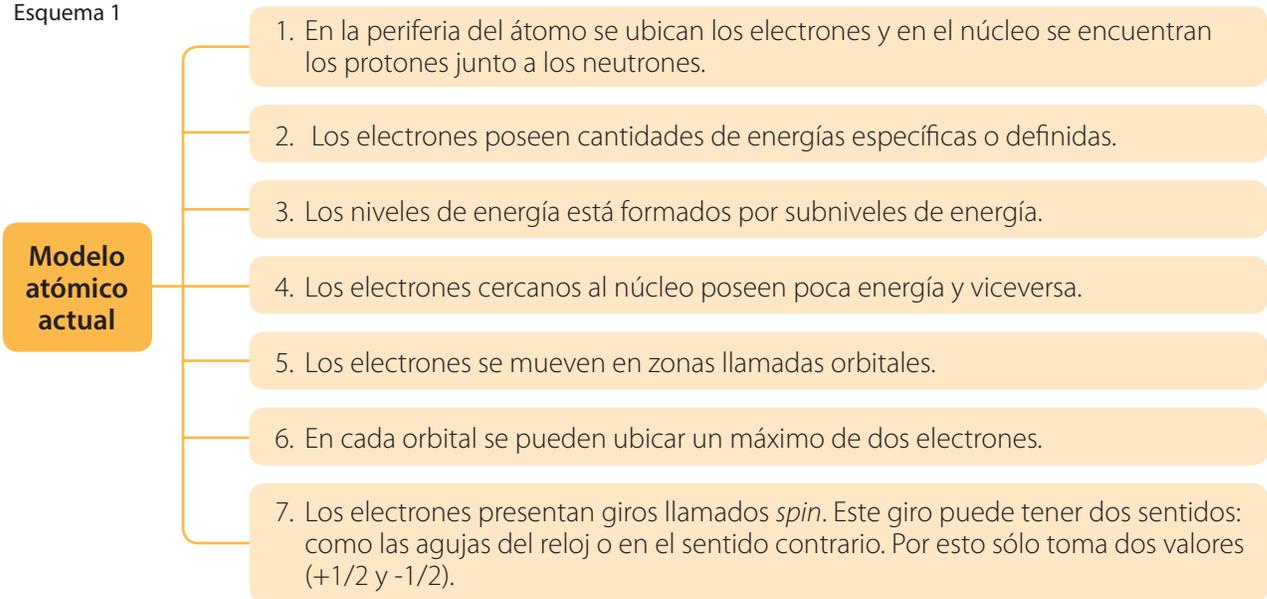


Blank writing area with horizontal lines for notes.

Actividad 2

1 Utilice el siguiente esquema que contiene los postulados generales del modelo atómico de la teoría cuántica actual, para apoyar la interpretación de la información del texto “Números cuánticos”:

Esquema 1

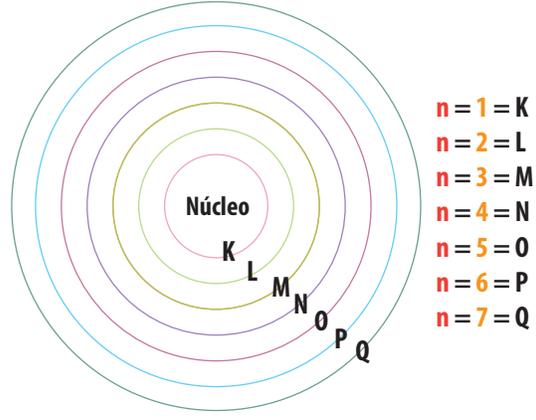


Lectura 1

Números cuánticos

El modelo cuántico del átomo establece cuatro números cuánticos para describir las características de un electrón: número cuántico principal (n), número cuántico secundario o azimutal (l), número cuántico magnético (ml) y número cuántico de spin (ms).

Número cuántico principal (n): se refiere al **nivel de energía** o regiones de espacio donde existe una alta probabilidad de hallar un electrón. Se representa con números enteros que oscilan entre uno (1) y siete (7) o con las letras K, L, M, N, O, P, Q. Cada nivel tiene una cantidad de energía específica, siendo el nivel de energía más bajo n = 1 y el más alto n = 7. Por ejemplo, el nivel n = 3 (M) indica la probabilidad de que el electrón se ubique en el tercer nivel de energía. El nivel 1 se encuentra más cerca al núcleo; entre tanto, el nivel 7 es el más distante. Del mismo modo, el nivel n = 3 (M) tiene un radio mayor que el nivel n = 2 (L) y en consecuencia tiene mayor energía.

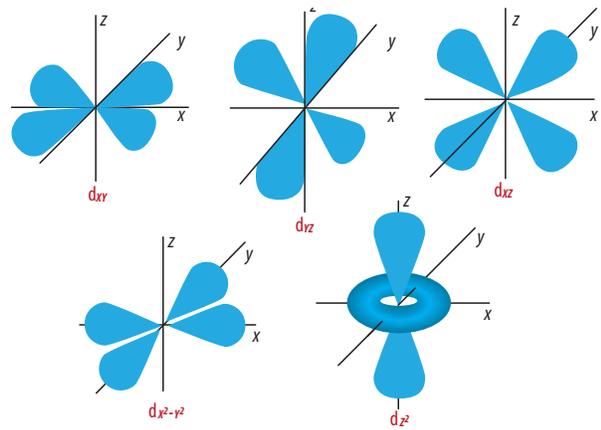


Cada nivel energético tiene un número determinado de electrones, el cual se calcula mediante la ecuación $X = 2n^2$, donde **X** representa el número de electrones y **n** el número del nivel. Por ejemplo, el número de electrones para el nivel 1 se calcula $X = 2 \times 1^2 = 2$; el del nivel 2 $X = 2 \times 2^2$; el del nivel 3 $X = 2 \times 3^2$

Número cuántico secundario o azimutal (l): cada uno de los niveles de energía consiste en uno o más subniveles, en los que se encuentran los electrones con energía idéntica. Los subniveles se identifican con las letras s, p, d y f. El número de subniveles dentro de cada nivel de energía es igual a su número cuántico principal. Por ejemplo el primer nivel de energía (n = 1) tiene un subnivel 1s. El segundo, (n = 2) tiene dos subniveles 2s y 2p. El tercer nivel (n = 3) tiene tres subniveles 3s, 3p y 3d, el cuarto tendrá 4 subniveles 4s, 4p, 4d y 4f. Los niveles de energía n = 5, n = 6 y n = 7 también tienen tantos subniveles como el valor de n, pero sólo se utilizan los niveles s, p, d y f para contener los electrones de los 118 elementos conocidos a la fecha.

Por último, cada subnivel puede contener un número máximo de electrones así: s = 2 electrones, p = 6 electrones, d = 10 electrones y f = 14 electrones.

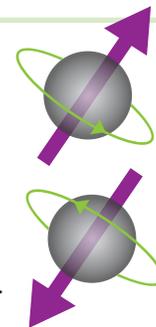
Número cuántico magnético (ml): el número cuántico magnético determina la orientación de la nube electrónica que sigue el electrón alrededor del núcleo. Es decir, nos describe la **orientación del orbital** en el espacio en función de las coordenadas x, y y z. **Para el electrón**, indica el orbital donde se encuentra dentro de un determinado subnivel de energía y **para el orbital**, determina la orientación espacial que adopta cuando el átomo es sometido a la acción de un campo magnético externo.



Para cada valor de l , m_l puede tomar todos los valores comprendidos entre $-l$ y $+l$. Así, si $l = 1$, los valores posibles de m_l serán $-1, 0$ y $+1$, y tendrá tres orientaciones a saber: p_x , p_y y p_z .

Número cuántico de *spin* (m_s): indica el **giro del electrón en torno a su propio eje**. Este giro puede tener dos sentidos (como las agujas del reloj o en sentido contrario), por esto sólo toma dos valores: $+1/2$ gira a la derecha y $-1/2$ gira a la izquierda.

Tomado y editado de: Burns Ralph (2003). *Fundamentos de Química*. Ciudad de México, México: Editorial Pearson.



2 Utilice el Esquema 1 y la lectura anterior y complete la siguiente tabla, relacionando el postulado de la teoría cuántica (Esquema 1) con el número cuántico correspondiente.

Tabla 1: Números cuánticos y relación con los postulados de la teoría atómica actual.

Número cuántico	Postulados relacionados
Número cuántico principal (n)	
Número cuántico secundario o azimutal (l)	
Número cuántico magnético (m_l)	
Número cuántico de <i>spin</i> (m_s): Indica el giro del electrón	

Actividad 3

Teniendo en cuenta la información de la Lectura 1, responda:

1 ¿Un electrón del nivel 2 tiene más o menos energía que un electrón del nivel 4? Sustente su respuesta.

2 ¿Cuál es el número máximo posible de electrones en el subnivel 5d? _____

3 Indique el número máximo de electrones en el subnivel 3p _____

4 Indique cuál es el número máximo de electrones en el nivel de energía $n = 4$

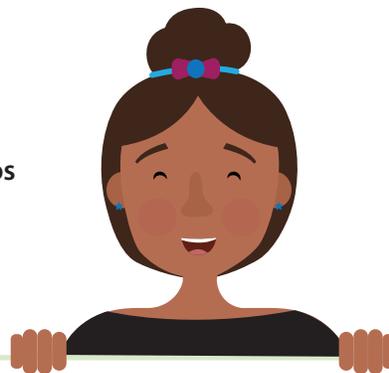
5 ¿A qué conclusión se puede llegar?



Clase 5

Actividad 4

Lea con atención el siguiente texto con el fin de identificar los principios y reglas que rigen la representación de la distribución y ordenamiento de los electrones contenidos en un átomo.



Lectura 2

Configuración electrónica

Según la teoría atómica actual, los electrones de un átomo se organizan alrededor del núcleo en órbitas o niveles, los cuales corresponden a regiones de espacio en las que existe una alta probabilidad de hallar o encontrar un electrón. Cada nivel se puede subdividir en subniveles. A la representación de la forma cómo se distribuyen los electrones en los distintos subniveles de energía se llama **configuración electrónica de un átomo**.

De esta distribución depende gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas del átomo. La distribución de los electrones se fundamenta en los siguientes principios.

- **Principio de exclusión de Pauli:** en un átomo no pueden existir dos electrones cuyos cuatro números cuánticos sean iguales. Esto significa que en un orbital solo puede haber un máximo de dos electrones, cuyos *spin* respectivos serán: +1/2 y -1/2. Cada electrón con diferente *spin* se representa con flechas hacia arriba y hacia abajo.
- **Regla de la máxima multiplicidad o regla de Hund:** cuando hay orbitales de equivalente energía disponible, los electrones se ubican de uno en uno y no por pares. Esto quiere decir que cada uno de los orbitales tiene que estar ocupado por un electrón, antes de asignar un segundo electrón a cualquiera de ellos. Los *spin* de estos electrones deben ser iguales.
- **Principio de Aufbau o de relleno:** los electrones van ocupando los subniveles disponibles en el orden en el que aumentan su energía, y la secuencia de ocupación viene determinada por el triángulo de Pauli.
- **Energías relativas:** establecen que los electrones comienzan a ubicarse en orbitales de mayor a menor energía.
- **Ley del octeto:** la mayoría de elementos tienden a alcanzar un grado alto de estabilidad, lo cual en términos químicos, significa que no reaccionan químicamente. En términos de distribución de electrones, **en un átomo no pueden existir más de ocho electrones en el nivel más externo de energía.**

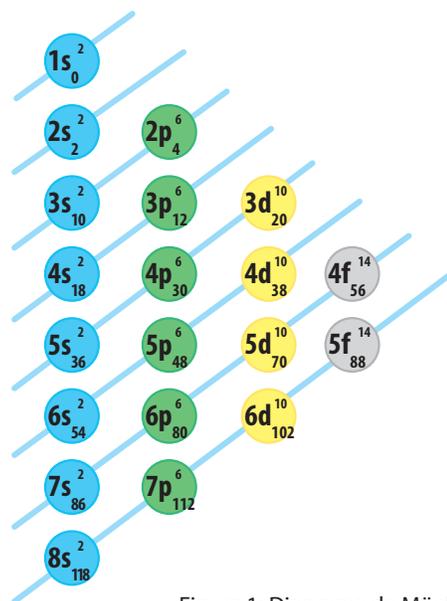


Figura 1: Diagrama de Möeller



Reglas para representar la distribución de electrones de un átomo

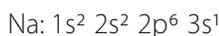
Para representar la distribución de los electrones de un átomo, se usa la notación electrónica o espectral, siguiendo las siguientes pautas:

- Se escribe como coeficiente el número que representa el número cuántico principal (n): 1, 2, 3, 4, 5, 6 o 7.
- Inmediatamente después, se escribe en minúscula la letra que identifica el subnivel, número cuántico secundario (l): s, p, d o f.
- Por último, se escribe en la parte superior derecha de la letra que identifica el subnivel, el número que indica la cantidad de electrones que están presentes en el subnivel.

Para escribir la configuración espectral de un átomo es necesario:

- Conocer el número atómico (número total de electrones del átomo).
- Recordar que existen 7 niveles y que el número de electrones por nivel se calcula a través de la fórmula $X = 2n^2$.
- Tener en cuenta que los electrones ocupan los subniveles siguiendo un orden creciente de energía y que solo comienzan a llenar un subnivel cuando se ha completado el anterior.

Ejemplo 1: El sodio (Na) con $Z = 11$



Al sumar todos los exponentes, el total será el número atómico, en este caso $Z = 11$.

El último nivel de energía es $n = 3$.

Al último nivel de energía se le conoce como **capa de valencia**; los electrones que se ubican en este nivel se les llama **electrones de valencia**.

Capa de valencia = 3

Electrones de valencia = 1

Ejemplo 2: Utilizando el diagrama de la Figura 1: Diagrama de Möeller: es la distribución electrónica del bromo con $Z = 35$

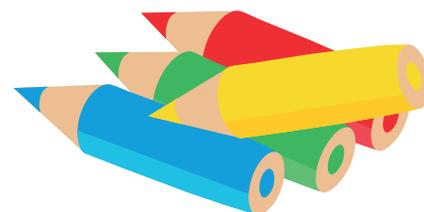


Capa de valencia: 4

Electrones de valencia: 7

Actividad 5

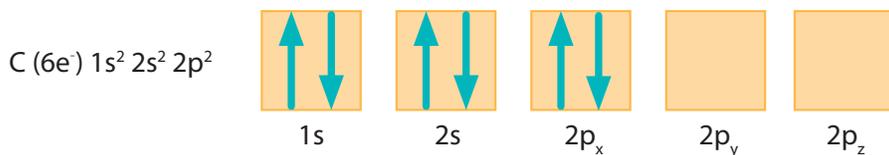
En el diagrama de Möeller (Figura 1), que se encuentra en la página 18, coloree la ruta que corresponde a la configuración electrónica del sodio (Na) y del Bromo (Br). Utilice un color diferente para cada elemento.



Actividad 6

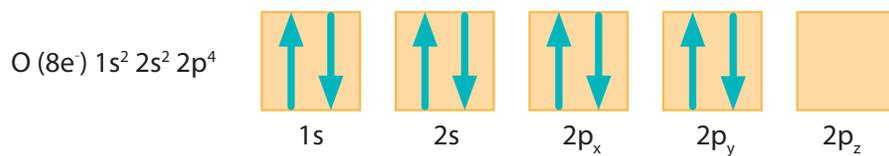
1 Teniendo en cuenta el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund, identifique cuál es el error en cada una de las distribuciones electrónicas. Luego, escriba en su cuaderno la forma correcta de estas distribuciones.

a) Distribución electrónica: $1s^2 2s^2 2p^2$



Error: _____

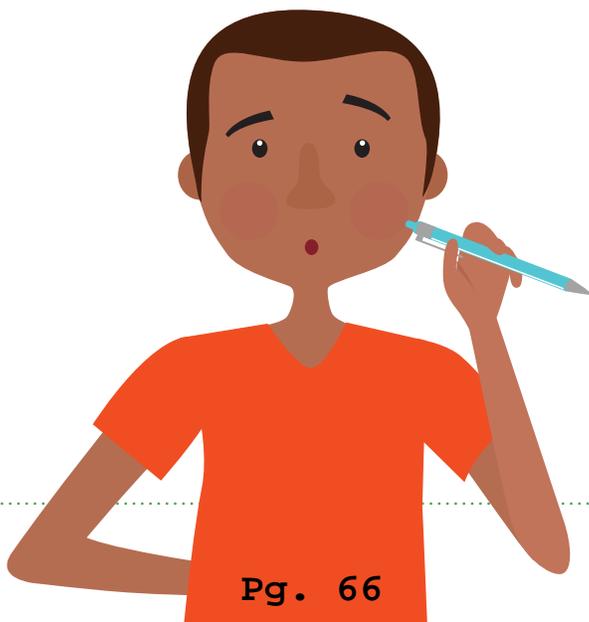
b) Distribución electrónica: $1s^2 2s^2 2p^4$



Error: _____

2 A partir de las características que se mencionan a continuación, identifique el elemento.

- a) Elemento cuya distribución electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ _____
- b) Elemento cuya distribución electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6$ _____
- c) Elemento cuya distribución electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ _____
- d) Elemento cuya distribución electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$ _____



Clase 6

Configuración electrónica y los elementos esenciales para la salud

Actividad 7

Lea con atención el siguiente texto.

Lectura 3

Elementos esenciales para la salud

Sólo alrededor de 20 de los 92 elementos que se encuentran en estado natural en el ambiente son esenciales para la supervivencia del cuerpo humano. De ellos, cuatro elementos (oxígeno, carbono, hidrógeno y nitrógeno), constituyen el 96 % de la masa corporal. La mayor parte de los alimentos de la dieta diaria contienen estos elementos, los cuales se encuentran haciendo parte de carbohidratos, grasas y proteínas. Gran parte del hidrógeno y el oxígeno se encuentra en el agua, que constituye cerca del 60 % de la masa corporal.

Los **macrominerales** calcio (Ca), fósforo (P), potasio (K), cloro (Cl), azufre (S), sodio (Na) y magnesio (Mg) son elementos que intervienen en numerosas funciones, entre las cuales se encuentran la formación de huesos y dientes, el mantenimiento del corazón y de los vasos sanguíneos, la contracción muscular, los impulsos nerviosos, el equilibrio de los líquidos del cuerpo y la regulación del metabolismo celular. Los macrominerales están presentes en menores cantidades en comparación con los elementos principales, de modo que se necesitan en cantidades muy pequeñas en la dieta diaria.

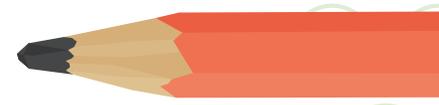
Los otros elementos esenciales, llamados **microminerales**, entre los cuales se encuentran hierro (Fe), silicio (Si), zinc (Zn), cobre (Cu), manganeso (Mn), yodo (I), cromo (Cr), arsénico (As), selenio (Se) y cobalto (Co) o elementos traza (también llamados oligoelementos), son principalmente elementos que están presentes en el cuerpo humano en cantidades aún más pequeñas, algunos con menos de 100 mg. En los últimos años, la detección de estas cantidades ha mejorado notablemente, lo que ha permitido conocer un poco más sobre su función en el organismo. Hoy en día, sabemos que elementos como el arsénico (As), cromo (Cr) y selenio (Se), son necesarios en pequeñas cantidades pero que son tóxicos para el organismo en concentraciones altas. También se consideran esenciales otros elementos como el estaño (Sn) y el níquel (Ni). Sin embargo, aún se desconoce su función metabólica.



Texto tomado y editado de: Timberlake Karen (2013) *Química orgánica y biológica*. Ciudad de México, México: Ed Pearson.



Actividad 8



Con base en la lectura anterior, complete la siguiente tabla para cada uno de los elementos esenciales mencionados en la Lectura 3:

Elemento	Símbolo químico	Z	Capa de valencia	Electrones de valencia
Hidrógeno				
Carbono				
Oxígeno				
Nitrógeno				
Fósforo				
Cloro				
Calcio				
Magnesio				
Sodio				
Potasio				
Cromo				
Azufre				
Hierro				
Silicio				
Zinc				
Cobre				
Manganeso				
Yodo				
Arsénico				
Selenio				
Cobalto				
Níquel				



Clase 1

Tema: El agua (estructura y propiedades físicas)

Actividad 1

Lea el siguiente texto y los cuadros de diálogo que lo acompañan.

Lectura 1

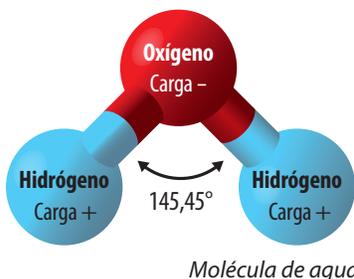
¿Qué características tiene el agua del río Atrato?

El agua es una de las sustancias más abundantes en la biosfera y ésta compone parte vital de nuestro cuerpo y el mundo. Alguna vez se ha preguntado ¿por qué el agua moja? La pregunta pareciera obvia pero no lo es. Por lo tanto, es necesario hablar de la estructura del agua y sus propiedades. 1

La molécula de agua es **triatómica**, es decir, está compuesta por tres átomos: dos de hidrógeno y uno de oxígeno, unidos mediante enlaces que tienen diferente capacidad (fuerza) para atraer los electrones. Estos átomos no están unidos en una línea recta, pues la forma geométrica hace que la molécula tenga dos polos, como los de un imán, con una carga negativa cercana al átomo de oxígeno y cargas positivas cerca de los hidrógenos. Entre diferentes moléculas de agua se generan fuerzas de atracción entre los átomos de hidrógeno (positivo) con los átomos de oxígeno (negativo), de tal manera que las moléculas se mantienen unidas y poseen una fuerza de adherencia que se manifiestan cuando las moléculas entran en contacto con otra superficie.

Por tal razón las **fuerzas de cohesión**¹ que son las fuerzas que mantienen unidas las partículas de agua (H₂O) y las fuerzas de **adherencia**², aquellas que se manifiestan cuando las moléculas de agua entran en contacto con otra superficie son las razones por las que el agua moja.

Cuando las fuerzas de cohesión son menores que las de adherencia, el liquido (agua) “moja” y lógicamente, cuando son mayores las de cohesión el liquido no mojará (como sucede por ejemplo, con el mercurio).



1 **¿Sabía que...?** Más del 70% de la tierra está cubierta por agua pero solo un 3% es agua apta para el consumo humano y que en Colombia por cada metro cuadrado de páramo se produce 1 litro de agua por día.

Páramo colombiano

¹ **Fuerzas de Cohesión:** la atracción entre moléculas que mantiene unidas las partículas de una sustancia. <http://fluidos.eia.edu.co/hidraulica/articulos/es/conceptosbasicosmfluidos/cohesi%C3%B3n/cohesi%C3%B3n.htm>
² **Adherencia:** 1. Unión física, pegadura de las cosas. 2. Cualidad de adherente. 3. Parte añadida. 4. Resistencia tangencial que se produce en la superficie de contacto de dos cuerpos cuando se intenta que uno se deslice sobre otro.



Propiedades físicas del agua

- Tensión superficial:** Si alguna vez ha visto pequeños insectos caminando sobre el agua, como si la superficie del agua actuara como la piel, esta propiedad se debe a la fuerza de atracción mutua que se presenta entre las moléculas del agua. Dichas fuerzas no son iguales en la superficie y en el interior del líquido (agua). Las moléculas de agua que se encuentran en el interior (abajo) están completamente rodeadas de otras moléculas de agua (arriba, abajo y a los lados). En el interior del agua contenida en un recipiente se anulan unas fuerzas con otras. Esto no ocurre en la en la superficie y por ello esta película superior en el agua, formada por las moléculas, presenta una fuerza en forma de red que hace que un insecto de muy bajo peso con el peso repartido entre todas las patas, no se hunda. Lo contrario ocurre en la moléculas de la superficie ya que no tienen otras moléculas arriba, del tal manera que la fuerza de atracción es muy fuerte hacia las moléculas de los lados como con las que se encuentran abajo. A esa unión se le denomina **tensión superficial** formando una especie de piel elástica sobre la que se apoya el insecto; en comparación al insecto usted no puede caminar sobre el agua ya que usted hace que esta tensión superficial disminuya y su cuerpo se hunda.
- Punto de ebullición:** temperatura a la cual se produce el cambio de estado líquido a gaseoso.
- Punto de fusión:** temperatura a la cual se produce el cambio del estado sólido a líquido. A nivel del mar la temperatura de ebullición del agua es de 100 °C y la de fusión es de 0 °C.
- Densidad:** es la cantidad de masa en un determinado volumen. La densidad del agua es de 1 g/cm^3 , esto quiere decir que en 1 cm^3 de agua encontramos una masa de 1g. La densidad varía con la temperatura y presión tal como se puede ver en la figura. El hielo es menos denso porque si la misma masa aumenta de volumen esta relación disminuye; el agua solida aumenta de volumen por la disposición de las moléculas.



El hielo es menos denso que el agua líquida, gracias a que las fuerzas de atracción entre los átomos ocupan más espacio (tridimensionales). Imagen tomada y adaptada de Química organica Santillana pág 178.

- Apariencia:** es incolora, no tiene olor y no tiene sabor, cualquier cambio en estas propiedades se debe a otras sustancias que están disueltas en ella.

Propiedades disolventes del agua

¿Alguna vez ha preparado limonada? Si lo ha hecho, sabe que generalmente está acompañada de azúcar y agua. ¿Ha observado cómo se mezclan los ingredientes en el momento de agregar el azúcar en el agua? Seguramente sí. Por lo tanto, usted ha observado las propiedades disolventes del agua. Un **solvente** es una sustancia que puede disolver otras moléculas a las que se les conoce como **solutos**.

Debido a su estructura molecular y su fuerza para atraer los electrones, el agua tiene una habilidad para establecer enlaces estables con los átomos de hidrógeno de otras moléculas. El agua es un excelente solvente, lo que significa que puede disolver muchos tipos de moléculas diferentes por lo que es considerada como el “solvente universal”, pero no todas las moléculas de todos los compuestos se disuelven en ella. Por ejemplo, el aceite no se disuelve en agua. La naturaleza de las moléculas influye en la disolución en agua; esta puede disolver moléculas polares mientras que no puede disolver las apolares.

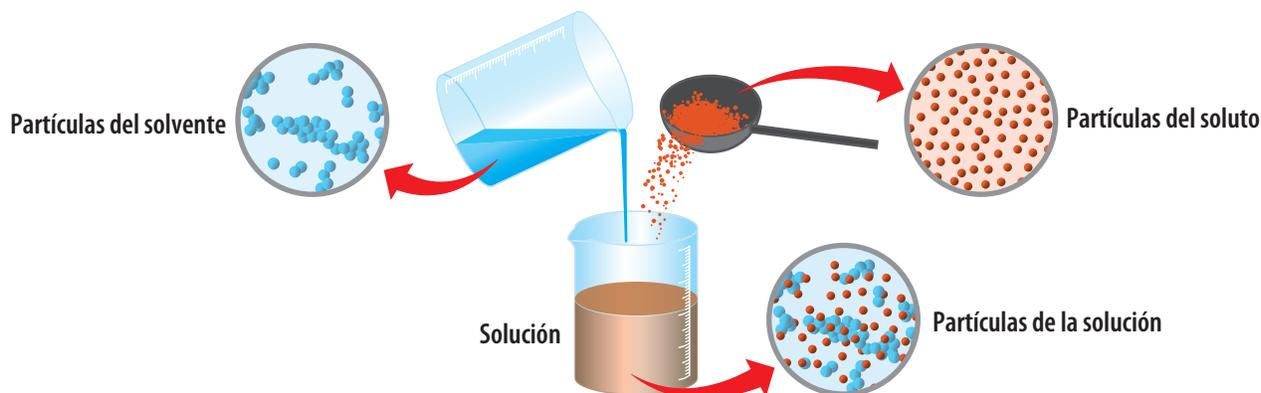


Imagen tomada y adaptada de https://www.blinklearning.com/Cursos/c878509_c47239169__Mezclas_homogeneas_o_disoluciones.php

El río Atrato es el tercer río más grande de Colombia y se considera uno de los más caudalosos del mundo. Este recorre gran parte del departamento de Chocó, pero desde hace mucho tiempo ha enfrentado efectos causados por la contaminación.

¿Cómo se contamina el agua? El agua puede contaminarse con diferentes tipos de compuestos, así como con microorganismos y variaciones bruscas de temperatura. De este modo se afecta toda la parte biótica y el oxígeno disuelto en el agua y se afecta por lo tanto, la salud de los animales y los humanos.

- 1. Contaminantes industriales:** dentro de este grupo se encuentran las sustancias tóxicas como hierro, magnesio, zinc, cobre y mercurio, los cuales afectan las propiedades físicas del agua tales como: color, sabor y textura.
- 2. Contaminantes orgánicos:** entre estas sustancias están los detergentes responsables de la espuma y la concentración de impurezas; los residuos sanitarios y las basuras generan malos olores, así como infecciones en la población.
- 3. Contaminación biológica:** la presencia de microorganismos como bacterias y **protozoos**³ en el agua destinada a consumo humano constituye un grave problema de salud pública, ya que estos organismos producen enfermedades graves.



Río Atrato



³ **Protozoos:** grupo de animales eucariotas formados por una sola célula, o por una colonia de células iguales entre sí, sin diferenciación de tejidos y que vive en medios acuosos o en líquidos internos de organismos superiores https://www.google.com.co/search?safe=strict&rlz=1C1GNAM_esCO687CO687&q=Diccionario



4. Contaminación térmica: se produce cuando agua caliente, proveniente de industrias, es vertida al agua. El agua caliente contiene menos oxígeno disuelto que el agua más fría. Esto provoca alteraciones graves en la estructura de las comunidades acuáticas (biodiversidad). Por ejemplo, el calentamiento global ha ocasionado un gas que atrapa el calor y aumenta la temperatura del planeta en el mar, lo que afecta a los arrecifes pues se altera el ciclo de los animales que se alimentan de dichos corales y esto produce reacciones en cadena en el planeta. 2

Fuente:

Tomado y adaptado por el equipo de Ciencias de ASF de Mondragón y otros, (2005). *Química inorgánica*. Ed, Santillana. Bogotá.

2

¿Sabía que...? La coloración de los ríos no solo se relaciona con los contaminantes que el agua transporta. Según el origen de los ríos, es decir sus condiciones geológicas y geomorfológicas, los ríos también pueden clasificarse de acuerdo con los tipos de **sedimentos** y contenido de **nutrientes**. Existen tipos de ríos blancos, negros o de aguas claras. Por ejemplo, los ríos de aguas negras están usualmente **asociados** a cuencas con suelos extremadamente arenosos, mientras que **cuando un río acarrea grandes cantidades de sedimentos arcillosos y el agua se ve de color turbio, limo o lama, similar al café con leche, se cataloga como río de aguas blancas.**



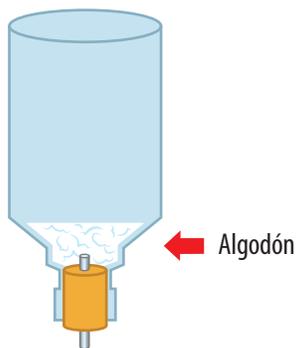
Río Atrato

Actividad 2

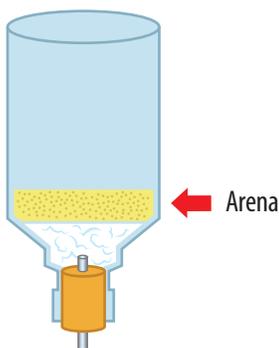
Construyendo un purificador de agua

1 Siga los pasos descritos en la práctica para la construcción del purificador de agua.

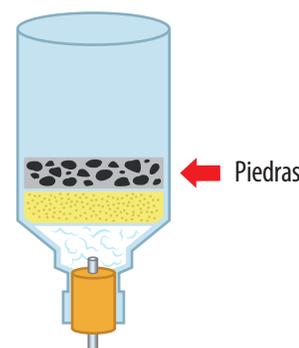
a) Sin quitar la tapa de la media botella, introduzca el algodón hasta el cuello de esta, tal como indica la imagen.



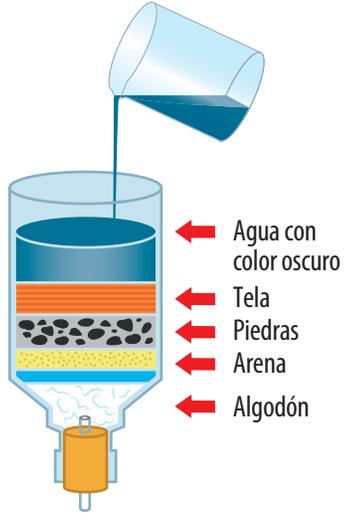
b) Agregue una capa de arena similar a la del algodón como indica la imagen.



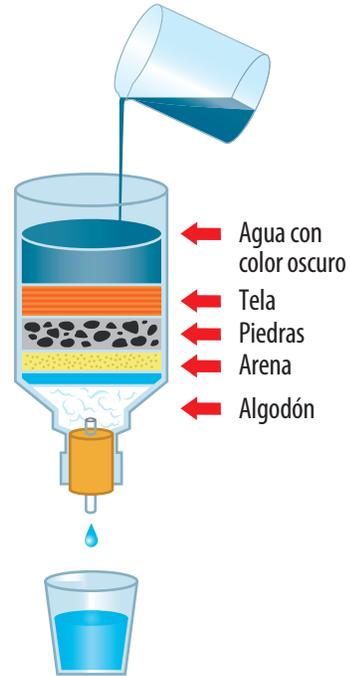
c) Introduzca una capa gruesa de piedras encima de la arena tal como se indica en la imagen.



d) Coloque la gasa o la tela y vierta agua con color oscuro o turbia. De no tener agua sucia, diluya tierra oscura y agua en un vaso. Esta filtración no retira posibles microorganismos presentes en el agua a filtrar.



e) Por último, quite la tapa y coloque el vaso.



2) ¿El filtro que construyó reduce la concentración de contaminantes en el agua? ¿Por qué?



Clase 2

Tema: Mezclas homogéneas: soluciones

¿Qué es una solución? ¿Cuáles son sus componentes?

Actividad 3

1 Lea el siguiente texto.

Lectura 2

Mezclas homogéneas: soluciones

Las **mezclas** son uniones físicas de sustancias donde la **estructura de cada sustancia no cambia y sus propiedades químicas se mantienen**. Sin embargo, las proporciones entre sus componentes pueden variar y estos pueden ser separados por procesos físicos. Las mezclas se clasifican en heterogéneas y homogéneas.

Una **solución** o **disolución** es una mezcla homogénea donde las sustancias combinadas poseen la más alta fuerza de cohesión y se distribuyen de manera uniforme. Si tomamos dos muestras tendrán la misma proporción de las sustancias que la componen. Por esto sus componentes o sustancias no son identificables a simple vista. Así mismo no se presenta un **cambio químico**⁴ ya que las sustancias de la mezcla no forman una nueva sustancia.



Arroz con verdura*



Leche



Helado con chocolate



Vino

⁴ **Cambio químico:** aquel cambio que afecta la composición de la materia. En los cambios químicos se forman nuevas sustancias. Por ejemplo, cuando el hierro se oxida en presencia de aire o agua y se forma óxido de hierro podemos decir que cambió el tipo de sustancia, convirtiéndose en otra diferente.

* Imagen tomada por Mauricio Quintero, equipo de Ciencias ASF.



2 De las imágenes anteriores, ¿cuáles pueden ser clasificadas como soluciones? ¿Por qué?

Imagen	¿Por qué?

3 Seleccione la respuesta correcta:

El cobre, el estaño y el aluminio poseen propiedades específicas. Cuando se funden pueden formar el bronce de aluminio que posee composición uniforme. Las proporciones de estos elementos pueden variar; sin embargo sus propiedades se conservan. A partir de esta información el bronce de aluminio son:

- a) un átomo
- b) un elemento
- c) una mezcla homogénea
- d) una mezcla heterogénea

Pregunta tomada de: <https://educacionyempresa.com/wp-content/uploads/2015/10/Ejemplos-de-preguntas-saber-9-ciencias-naturales-2015.pdf>

 **Actividad 4**

Lea el siguiente texto.

 **Lectura 3**

Componentes de las soluciones

La sustancia que compone la solución se llama **soluto**⁵ el cual se distribuye uniformemente en otra sustancia llamada **solvente**⁶.

El solvente y el soluto no reaccionan entre sí y se pueden mezclar en distintas proporciones. Por ejemplo, una pequeña cantidad de sal disuelta en agua proporciona un sabor ligeramente salado; a medida que se disuelve

⁵ **Soluto:** la sustancia que se disuelve en la solución.

⁶ **Solvente:** la sustancia en la que se disuelve el soluto.

más sal, el agua sabe cada vez más salada. Por lo general, la sal (soluta) es la sustancia de la solución presente en menor cantidad, mientras que el agua en este caso (solvente) es el componente mayoritario. Por lo tanto, cuando la sal (un soluto) y el agua, un solvente, se mezclan, se obtiene una solución de agua salada.

Las soluciones pueden estar compuestas de varias proporciones de acuerdo con la cantidad de soluto dado en un solvente. Por lo tanto, las soluciones pueden variar en concentración. La concentración de una solución (la concentración se simboliza con corchetes []) es una medida de la cantidad de soluto (sto) disuelto en una cantidad fija de solución (sln). Cuanto más soluto se disuelva, mayor será la concentración de la solución.

$$[] \text{ en peso (sln)} = \text{Cantidad de soluto (sto) gramos} \div \text{volumen de la solución (litros)}$$

Es decir, la concentración en peso de una solución es la relación entre la cantidad de soluto en gramos sobre el volumen de la solución en litros.

Como mencionamos en el ejemplo anterior, al adicionar más sal al agua se aumentará la concentración de la solución, y llegará un punto en que la sal no podrá disolverse.



Solución de tinta en agua, donde se aumenta la concentración de tinta.

Por lo tanto, de acuerdo a la concentración, las soluciones pueden distinguirse en:

- **Soluciones diluidas:** la cantidad de soluto se encuentra en una mínima proporción en relación al volumen de la solución.
- **Soluciones concentradas:** la cantidad de soluto en un volumen determinado es considerable.
- **Soluciones insaturadas:** el soluto no alcanza la cantidad máxima posible.
- **Soluciones saturadas:** se ha alcanzado la mayor cantidad de soluto posible para diluir.
- **Soluciones sobresaturadas:** contiene más soluto del que puede existir para ser diluido.

Fuente:

<http://ejemplosde.org/quimica/ejemplos-de-soluciones/#ixzz571S3F17b> Consultada el 23 de febrero de 2018

Actividad 6

1 **Lea el siguiente texto.**

Lectura 4

¿Qué son las soluciones?

Las soluciones pueden ser una mezcla de líquidos, sólidos o gases. El latón, por ejemplo, es una solución sólida que se forma enfriando una mezcla de zinc líquido y cobre líquido. La solución que resulta tiene el mismo estado (sólido, líquido ó gaseoso) que el solvente. Así, cuando se disuelve sal en agua, la solución de sal resultante es líquida. El agua carbonatada o refrescos con burbujas se preparan disolviendo dióxido de carbono gaseoso en agua; el dióxido de carbono es el soluto y el agua es el disolvente.

La mayoría de las soluciones biológicamente importantes son aquellas en las cuales los gases, líquidos o sólidos se disuelven en agua. Estas soluciones se llaman **soluciones acuosas** en las que el agua es el disolvente y son importantes para los organismos vivos.

Por ejemplo:

- Los microorganismos marinos pasan sus vidas inmersos en el mar, una solución acuosa.
- La mayoría de los nutrientes que las plantas necesitan están en soluciones acuosas en el suelo húmedo.
- El plasma, la parte líquida de la sangre es una solución acuosa que contiene nutrientes y gases disueltos.
- Las células corporales existen en soluciones acuosas de fluido intercelular.

Fuente:

Tomado y adaptado de: Albert Towle (1993) *Modern Biology*. HBJ. USA

2 **Con base en la lectura anterior complete la siguiente tabla.**
De la siguiente lista de soluciones, ¿cuáles son mezclas gas-gas, líquido-gas, sólido-líquido o sólido-sólido?

Solución	gas-gas	líquido-gas	sólido - líquido	sólido-sólido
Sal disuelta en agua			X	
Oro disuelto en mercurio				
Aleación de zinc y estaño				
Espuma de afeitar				
Aire atmosférico				
Agua carbonatada				



 **Actividad 7 – Tarea**

- 1 Realice un mapa conceptual donde relacione los siguientes conceptos: mezclas homogéneas, soluciones, soluto, solvente, soluciones insaturadas, soluciones saturadas, soluciones sobresaturadas.
- 2 Lea la lectura 5 para la próxima clase.



Clase 3

Tema: Expresión matemática de las soluciones (partes por millón ppm, % volumen/volumen, % masa/masa)

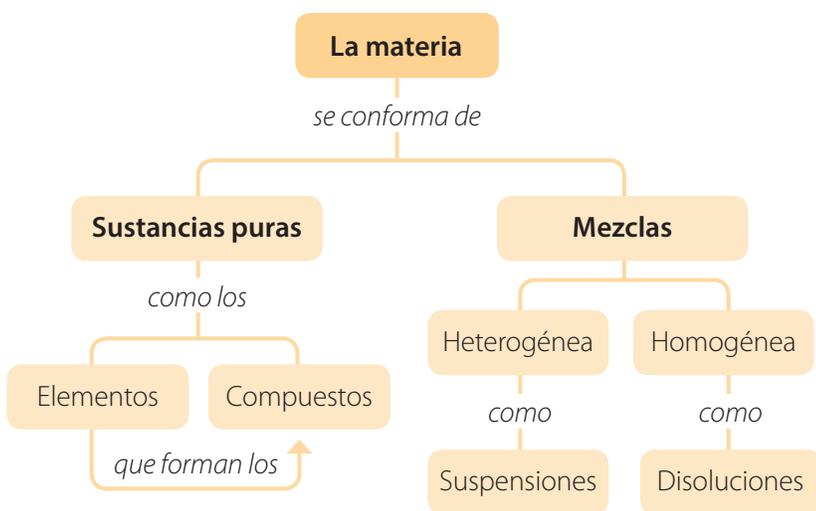
Expresiones matemáticas de las soluciones

Actividad 8

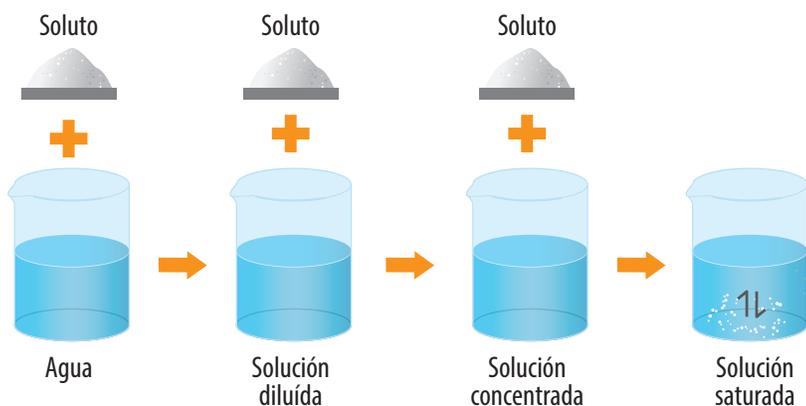
Lea el siguiente texto.

Lectura 5

Diluciones, unidad de concentración 4



Una **solución** es una mezcla homogénea que se compone de dos o más sustancias no visibles a simple vista, ni por el microscopio, aunque algunas veces son visibles al ojo humano, en relaciones de masa mayores (por ejemplo en gramos). Sus propiedades y sus componentes son iguales en toda mezcla. Una solución se diferencia de otra por la composición y la concentración de sus sustancias. En una solución, se reconocen dos componentes principales que son el **soluto** y el **solvente**. 5



4 **¿Sabía que...?** Se clasifica como **materia** a cualquier cosa que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. Ejemplo: el aire (gases), el agua (líquidos), las rocas (sólidos) y el sol (plasma). El hombre, gracias a su curiosidad, se ha propuesto encontrar la parte más pequeña de la materia y constituyente de todas las cosas, por lo cual llegó a la idea del átomo. Esta idea se fue consolidando con el paso del tiempo, primero de forma filosófica y en la actualidad con el análisis experimental, apoyado de la física y matemáticas.

5 **Recuerde que...** El **soluto** es el componente que se disuelve en una solución, generalmente se encuentra en menor cantidad y puede estar en estado sólido, líquido o gaseoso. El **solvente** es el componente de una disolución que disuelve al soluto y se encuentra en mayor proporción; generalmente el agua se reconoce como el disolvente universal, así se encuentre en menor proporción. El disolvente puede estar en estado sólido, líquido o gaseoso.

Unidades de concentración

Gran parte de las propiedades de las disoluciones dependen de las cantidades relativas del soluto y del disolvente, es decir, de su concentración. De manera general, para expresar cuantitativamente la concentración de una disolución se puede establecer la proporción en la que se encuentra la cantidad de soluto y del solvente o la cantidad de solución.

Denominación	Símbolo	Unidades
Porcentaje Peso a Peso	% p/p	$\frac{\text{Peso soluto}}{\text{Peso disolución}} \times 100$
Porcentaje Volumen a Volumen	% v/v	$\frac{\text{Volumen soluto}}{\text{Volumen disolución}} \times 100$
Porcentaje Peso a Volumen	% p/v	$\frac{\text{Peso soluto}}{\text{Volumen disolución}} \times 100$

Actividad 9

Lea el siguiente texto y desarrolle el experimento que le sigue.

Lectura 6

Unidades de concentración física

¿Conoce las unidades de concentración física? ¿Las ha utilizado alguna vez? Por supuesto que las conoce aunque no sea consciente de ello. Sobre todo las ha utilizado mucho en el momento en que cocina o cada vez que prueba un alimento. Por ejemplo cuando prepara un alimento, la receta a veces nombra unidades de medida como: cucharaditas cuando agrega sal, cucharadas cuando prepara mucha sopa, pizca cuando agrega comino o color, medio pocillo cuando prepara arroz, unas gotas cuando agrega ají o limón, un tris cuando agrega aceite, entre otras. Pero se ha puesto a pensar si todas esas unidades de medida son exactas o iguales? Por ejemplo, no todas las cucharas de todos los comedores son iguales, ni en la forma ni en la cantidad que recogen. Algunas son hondas, otras pandas, pero su unidad de medida no es igual y esto cambia el sabor.



Por eso nuestro sentido del gusto es el primero en notar la concentración de alimento en una comida. Nosotros percibimos cuándo está insípido o bajo de sal, simple o bajo en azúcar, cuándo está de sabor agradable; reconocemos cuando probamos lo salado, lo dulce o lo muy ácido, entre otros sabores. Nuestro sentido del gusto es muy sensible y puede percibir ligeros cambios en el sabor (claro, si nos concentramos). ¿Cómo podremos medir cuál es la concentración mínima que puede percibir nuestro sentido del gusto? No podemos medir por gotas, porque todas las gotas son diferentes, ni cucharaditas, porque cada cuchara es diferente y mucho menos con pizca.



Experimento - Saboree

Los retamos a que comparen sus sentidos del gusto, o mucho mejor a que descubran ¿quién es el compañero que tiene el sentido del gusto más sensible?

- 1 Antes de iniciar, trate de responder la pregunta problema y proponga ideas para medir la percepción mínima del sabor ácido del limón con el fin de confrontar luego los resultados con las opiniones del curso. Cuando termine su propuesta pase al paso 2.

Pregunta problema

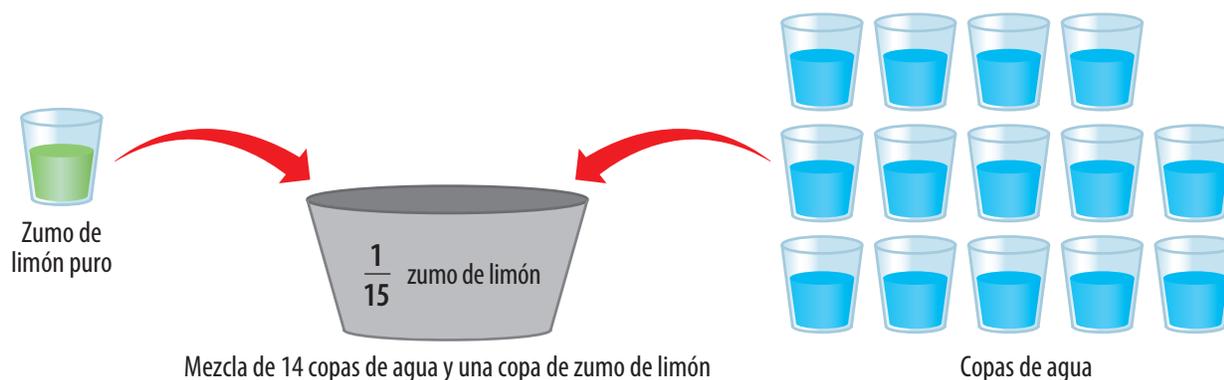
¿Qué tan sensible es su sentido del gusto para percibir el sabor ácido del zumo de limón? ¿Cómo puede asignarle un valor?

Posible respuesta - Hipótesis 6

6 **Recuerde que...** Una hipótesis es una posible respuesta a la pregunta problema o pregunta de investigación. Esta posible respuesta debe contar con un sujeto, una acción y la confirmación o rechazo de lo que plantea la pregunta.

Desarrollo

- 2 Lave con jabón cada uno de los recipientes que vaya a utilizar.
- 3 El profesor traerá con anterioridad zumo de limón para dar a probar una pequeña cantidad a cada estudiante. Así usted conocerá la pureza del zumo de limón con una concentración del 100%.
- 4 Como unidad de medida, se utilizarán las copas plásticas pequeñas. Cada grupo de estudiantes tendrá una copa con las mismas dimensiones, esto con el fin de no alterar los resultados de cada grupo.
- 5 A continuación, el profesor realizará la primera solución del zumo de limón, donde agregará a una taza grande una copa de zumo de limón y 14 copas de agua como lo muestra el siguiente gráfico. Revolvemos para homogeneizar la mezcla.



$\frac{1}{15}$ → numerador
 → denominador

Al final se agregan 15 copas de las cuales solo una es de limón, obteniendo zumo de limón diluido a una quinceava parte o (1/15).

- Luego, a cada grupo se le entregará una copa de zumo de limón de la dilución anterior (1/15) para que continúe con las diluciones.
- Vierta en una taza el contenido de la copa entregada por su profesor y a esto agréguele 4 copas de agua para diluirla a la quinta parte como lo muestra el gráfico. No se olvide de homogeneizar la mezcla.



Mezcla de 4 copas de agua y una copa de zumo de limón diluido

- Si cada integrante percibe el sabor, significa que todavía no estamos en el punto mínimo, así que continuamos haciendo más diluciones. Primero guarde una muestra de la disolución anterior en un vaso, luego tome una copa llena de la dilución anterior y bote el contenido de la taza grande.
- Repita la disolución 1/5, como lo muestra el gráfico anterior y después pruebe la nueva disolución usando una cuchara. Para evitar que el sabor de limón se quede en su paladar cada vez que prueba el zumo de limón, realice un enjuague bucal con agua. Anote la dilución hecha en la Tabla 1. 7 8

Tabla 1. Número de diluciones y concentración

Nombre:						Dilución total
1. Dilución	2. Dilución	3. Dilución	4. Dilución	5. Dilución	6. Dilución	
$\frac{1}{15}$	$\frac{1}{5}$					

¿Sabía que...? Dos de los modos más frecuentes de expresar la concentración de una disolución (la cantidad de soluto que contiene) son la **fracción molar** y la **fracción másica**. Ambas tienen en común la palabra fracción, que hace referencia siempre al cociente entre una parte del sistema y el total del sistema. En nuestro caso, se trataría de un cociente en el que el soluto se encuentra en el numerador y la disolución (disolvente más soluto) en el denominador.

Recuerde que... Las fracciones se suman así: Recuerde que el punto significa multiplicar.

$$\frac{1}{4} + \frac{1}{3} = \frac{1 \cdot 3 + 4 \cdot 1}{4 \cdot 3} = \frac{3 + 4}{12} = \frac{7}{12}$$



- 10** Si después de haber probado la anterior disolución, su grupo continúa percibiendo el sabor, repita otra vez el punto 9, y continúe haciéndolo: apunte los datos en la Tabla 1, hasta que alguno de sus compañeros no logre percibir el sabor ácido del zumo de limón. Cuando lo logre, habrán llegado al umbral en percibir el sabor ácido del limón.
- 11** Siga los siguientes pasos con el compañero que no percibe el sabor. Tome la disolución hecha y:
- Llene 4 copas de zumo de limón diluido.
 - Tome la primera copa y disuélvala a la 1/2 como aparece en la siguiente imagen. Pruebe la solución marque con una **X** si su compañero percibe o no percibe el sabor ácido.
 - Tome la segunda copa y disuélvala a 1/3, pruebe y marque con una **X** la siguiente imagen.
 - Tome la tercera copa, disuélvala a 1/4, pruebe y anote en la Tabla 2.
 - Tome la cuarta copa, disuélvala a 1/5, pruebe y anote en la Tabla 2.

Tabla 2

Copas de zumo de limón diluido	Copas de agua	Taza con disolución a:	Percibe el sabor del zumo de limón	
			Si	No
	+  =	 1/2		
	+  =	 1/3		
	+  =	 1/4		
	+  =	 1/5		

Nota: si percibe el sabor a 1/5, tome cuatro copas de la disolución y repita el paso 8 hasta que no perciba el sabor. No se olvide anotar que ya le hizo una dilución a 1/5 y que le piensa hacer otra.

- 12** Después de realizar el punto 8, la última disolución donde logró percibir el sabor indica su límite en percibir el sabor del zumo de limón. Para saber la concentración exacta, tome sus apuntes y complete la Tabla 1.

Para conocer la concentración mínima de zumo de limón que su sentido del gusto puede percibir, multiplique cada uno de los fraccionarios de cada dilución. Recuerde que el resultado indica la cantidad de copas llenas de la mezcla en el denominador, y la cantidad de copas de zumo de limón puras en el numerador.

$$\frac{\text{Copas llenas de la mezcla}}{\text{Cantidad de copas de zumo de limón puras}}$$

- 13 Con ayuda de los anteriores pasos, cada estudiante del grupo calcula su mínima concentración para percibir el zumo de limón. Registre los resultados en la Tabla 2.

Nombre del estudiante	Dilución total

Actividad 10 – Tarea

Cuestionario

- 1 Escriba el nombre de los cinco (5) mejores estudiantes del curso en percibir la mínima concentración del zumo de limón.

- 2 ¿Cuál fue la unidad de volumen utilizada en la actividad?

- 3 Compare las diluciones de los cinco (5) mejores estudiantes.

- Haga una tabla de datos en donde organice la información.
- Luego describa en un párrafo el valor que cada uno obtuvo y las posibles razones por las que algunos perciben más o menos la acidez.



Lined writing area for student response.

4 Identifique cuál es el soluto y el solvente.

- 1. _____
- 2. _____

Fuente:

Actividad adaptada de: Álvarez Fuentes, A. E. *Estrategia didáctica de aula para la enseñanza de mezclas en química utilizando la cocina como herramienta motivadora en el aprendizaje* (2012). (Tesis doctoral, Universidad Nacional de Colombia).

