

Cuadernillo de



Segundo año del Ciclo Básico

Prof: Desch Johana Marisel

En el siguiente documento se detallan las teorías y actividades que se desarrollarán en el año. Los estudiantes deben revisar en las semanas que les quede libre las actividades designadas.

La materia y los átomos

¿Cuánta materia tiene el pizarrón o la tiza con que escribe el profesor? Es muy probable que la palabra “materia” la relaciones con las disciplinas que cursás en la escuela: Matemática, Historia, Geografía... Sin embargo, ya estudiaste en el capítulo 1 que “materia” significa otra cosa; se trata de todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.

A pesar de la diversidad de materia que se presenta en el Universo, ella, en su conjunto, tiene una característica: está formada por **átomos**, y esos átomos son muy pero muy pequeños. ¿Cuán diminutos son? ¿Cómo una pulga? ¿Como la punta de un alfiler? No, muchísimo más pequeños. Hagamos este ejercicio para descubrirlo (figura 3-1):

- ① Partamos de una unidad de referencia que vos conocés bien: el **metro**. Dando un paso bien largo podemos determinar, aproximadamente, esta medida.
- ② Ahora consideremos un **decímetro**, la décima parte del metro. A lo largo de nuestra mano cabe un decímetro.
- ③ Sigamos con el **centímetro**, la centésima parte del metro. Con uno de ellos podemos medir el ancho de una uña.
- ④ A continuación consideremos un **milímetro**, la milésima parte del metro, lo que mide una pulga de agua.
- ⑤ Luego siguen las **décimas de milímetro**, el tamaño, por ejemplo, de las células vegetales más grandes. Objetos de este tamaño ya no podemos distinguirlos a simple vista.
- ⑥ Ya en el mundo microscópico aparece la **centésima de milímetro**, con la que pueden medirse, por ejemplo, algunas células animales, como ciertas neuronas.
- ⑦ Entonces llegamos al **micrómetro** o **milésima de milímetro**, que es lo que, por ejemplo, puede medir una bacteria. ¡Un millón de estas bacterias puestas en fila medirían un metro!
- ⑧ Las unidades se hacen cada vez más pequeñas. Con una **décima de micrómetro** podemos medir, por ejemplo, un virus.
- ⑨ Y con la **centésima de micrómetro**, una gran molécula, por ejemplo, la de ADN.
- ⑩ Así llegamos al **nanómetro** o milésima de micrómetro. ¡Con esta unidad podemos medir moléculas y distinguir los átomos!

- ⑪ Finalmente, llegamos a la décima parte del nanómetro, también llamada **angstrom**. Esta unidad permite medir las moléculas pequeñas y los átomos. El más pequeño que se conoce, el de hidrógeno, mide casi un angstrom. Es decir que 10.000 millones de átomos de hidrógeno en fila medirían un metro.

Como te darás cuenta, resulta imposible aislar átomos (hasta el momento) y, salvo algunas observaciones con microscopios muy pero muy potentes, no se los puede estudiar ni medir directamente como lo haríamos, por ejemplo, con un animal o una planta. Por eso, las investigaciones referidas a los átomos se realizaron y se realizan mediante el análisis del comportamiento de la materia (por ejemplo, el fenómeno de luminiscencia). Entonces, este análisis permite deducir cómo es probable que sean los átomos y representarlos con un **modelo atómico**.

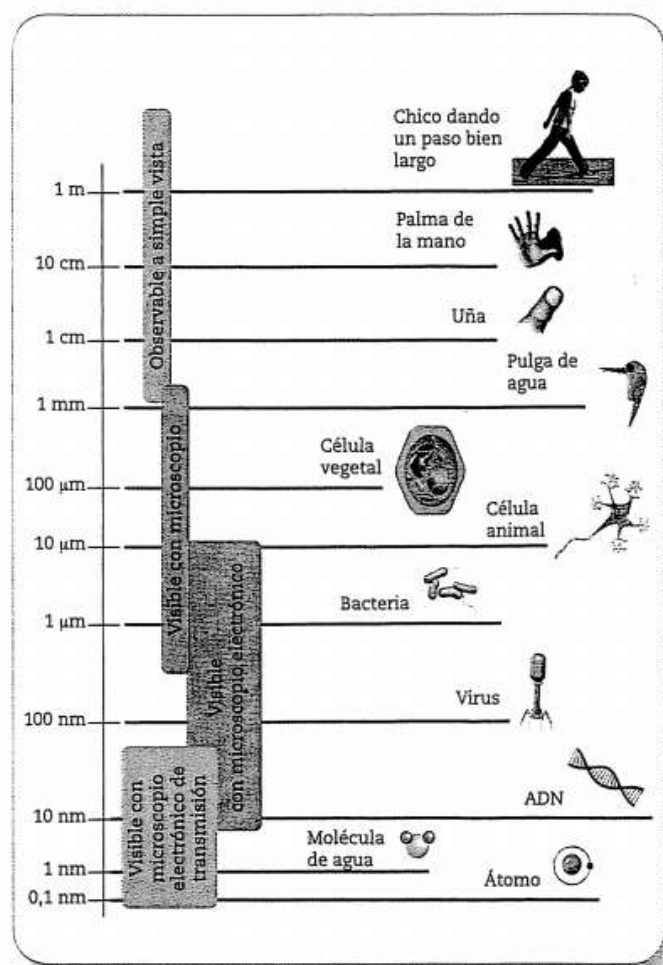


Fig.3-1. Esquema comparativo de tamaños.

Los primeros modelos atómicos

La historia de los modelos atómicos empieza en la antigua Grecia. En ese entonces, no había científicos tales como los concebimos en la actualidad. Eran los filósofos quienes, entre otras cosas, se ocupaban de pensar cómo estaba constituida la materia. Y había dos opiniones encontradas: por un lado, la de Demócrito y su maestro Leucipo, y por otro, la de Aristóteles.

Demócrito y Leucipo afirmaban que un trozo de metal podía dividirse en dos partes; cada una de estas, a su vez, en otras dos, y así sucesivamente... hasta que llegaba un momento en el cual se obtenía una partícula tan diminuta que ya no era posible dividirla. A esa partícula la denominaron **átomo** (figura 3-2) (término de origen griego que significa "indivisible"), como leíste en el capítulo 1.

Según estos filósofos, los átomos no eran todos iguales, sino que adquirían la característica de la materia a la cual pertenecían. Por ejemplo, los átomos de agua eran suaves y resbaladizos. Además, sostenían que los átomos eran eternos, se movían en un infinito espacio vacío y se diferenciaban por la forma, la medida, el peso y la posición. Por lo tanto, la creación de materia era la consecuencia natural del incesante movimiento giratorio y del choque de los átomos en el espacio.

Aristóteles atacó duramente la teoría de los atomistas en su libro *Física*. Él consideraba que la materia era continua y que los átomos no existían. Hoy sabemos que Demócrito y Leucipo estaban en lo cierto. Sin embargo, fueron las ideas aristotélicas las que prevalecieron durante muchos siglos. ¡Más de veinte!

El modelo atómico de Dalton

En el siglo XVIII se produjeron grandes cambios en cuanto al modo de estudiar los fenómenos naturales. Varios físicos y químicos europeos se dedicaron a experimentar con la materia y sus transformaciones; entre ellos se cuenta Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794), considerado por muchos el fundador de la química moderna. Lavoisier afirmó que la materia no se crea ni se destruye, sino que se transforma. Este enunciado, conocido como **Ley de conservación de la materia**, abrió el camino a otras observaciones.

Ahora bien, ¿cómo podían interpretarse desde el punto de vista teórico las comprobaciones experimentales? Es en este punto donde entra en escena el excep-

cional físico y químico inglés John Dalton (figura 3-3). Lo primero que pensó es que la materia no era continua, sino que estaba formada por partículas muy pequeñas, a las que denominó "átomos", al igual que Demócrito y Leucipo. Sobre esta base enunció, en 1803, su **teoría atómica**:

- la materia está formada por átomos indivisibles e indestructibles;
- los átomos son esferas rígidas;
- todos los átomos del mismo elemento son iguales entre sí, pero diferentes de los átomos de otros elementos;
- los átomos de elementos diferentes se combinan para formar átomos compuestos;
- los átomos no se crean ni se destruyen, aun cuando se combinen en las reacciones químicas.

Para la época, los postulados de Dalton resultaron brillantes. Aunque no resolvió cómo estaban constituidos los átomos, "reflotó" su existencia, y eso era lo importante. Sin embargo, a la luz de nuevas investigaciones, pudo confirmarse que algunos de los postulados eran erróneos, como veremos a continuación. ¡La ciencia es provisional!

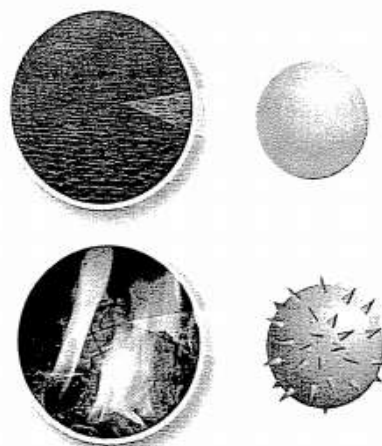


Fig. 3-2. Según Leucipo y Demócrito, los átomos de agua son suaves y resbaladizos y los de fuego (considerado un elemento químico en ese momento), espinosos y calientes.



Fig. 3-3. John Dalton (1766-1844).

El modelo de Thomson

La teoría atómica de Dalton fue aceptada con entusiasmo por el resto de la comunidad científica. Gracias a ella fue posible definir por primera vez un **elemento químico** como la “sustancia formada por la misma clase de átomos”, y los **compuestos** (a los que Dalton llamó “átomos compuestos”) como la “combinación de estos elementos”. Pero ¿los átomos no se podían dividir? ¿Eran efectivamente esferas rígidas?

Las respuestas comenzaron a llegar hacia 1897. El físico británico Joseph Thomson (1856-1940) realizó experiencias que demostraron la existencia en los átomos de partículas con carga negativa y masa definida, a las que llamó **electrones**. ¡El átomo era divisible y estaba formado por partículas aún más pequeñas! Thomson postuló un modelo atómico que se conoce como “budín con pasas”. Según este modelo, el átomo era una esfera sólida de carga positiva, sobre la que se disponían los electrones, como las pasas en un budín (figura 3-4). La suma total de cargas positivas y negativas era nula.

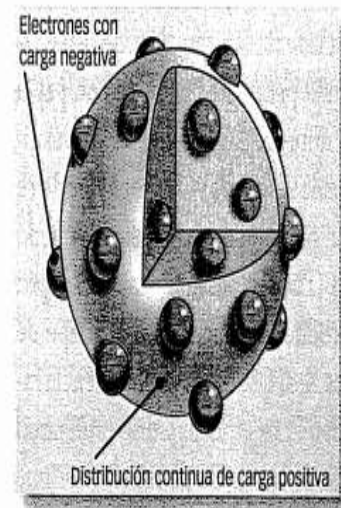


Fig. 3-4. Representación del modelo atómico de Thomson.

El modelo de Rutherford

La idea de los electrones y las cargas positivas fue rápidamente aceptada. Pero había algo que no “cerraba” en el modelo de “budín con pasas”: que el átomo siguiera siendo una esfera rígida.

Sobre este tema trabajó un brillante físico y químico británico, Ernest Rutherford (1871-1937). En 1911, al “bombardear” una delgada lámina de oro con partículas de carga positiva (figura 3-6), observó que:

- ▶ la mayoría de las partículas la atravesaban sin desviarse;
- ▶ una proporción menor de partículas apenas desviaba su trayectoria;
- ▶ muy pocas partículas rebotaban en la lámina de oro y volvían hacia donde fueron emitidas.

Basándose en esta observación, dedujo que la mayor parte del volumen del átomo debía estar formada por espacio vacío, y que en su zona central poseía una pequeñísima porción de materia, a la que denominó **núcleo atómico**. Ese núcleo poseía carga positiva, ya que rechazaba las partículas positivas con las que era bombardeado. Y los electrones ¿dónde se ubicaban? Según Rutherford, los electrones –de carga negativa– giraban alrededor del núcleo atómico distribuidos en órbitas, como lo hacen los planetas alrededor del Sol. Por eso este modelo se conoce como **modelo planetario** del átomo (figura 3-7). Como si esto fuera poco, un año después Rutherford afirmó que los núcleos de todos los átomos contienen protones, partículas positivas de igual magnitud de carga que los electrones, pero de signo contrario. ¡El modelo atómico iba cobrando forma!

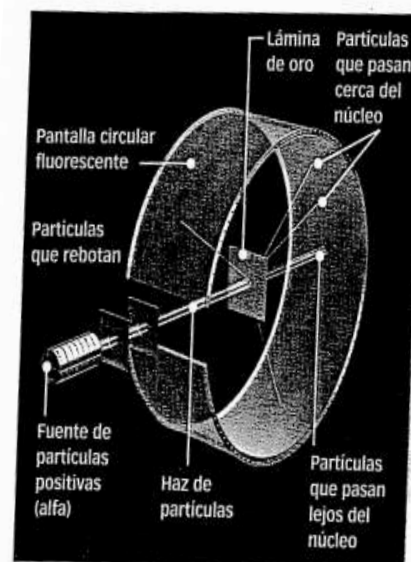


Fig. 3-6. Experiencia de Rutherford.

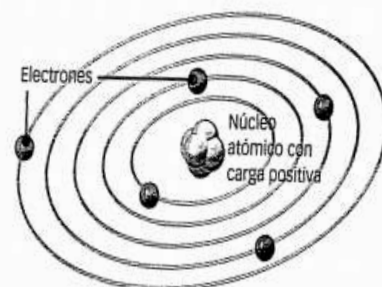


Fig. 3-7. Modelo planetario propuesto por Rutherford.

El modelo de Bohr

En 1913, un discípulo de Rutherford, Niels Bohr (1885-1962), mejoró el modelo. Afirmó que los electrones giraban alrededor del núcleo en **órbitas circulares** definidas y con un **nivel de energía** característico. Cuanto más alejada del núcleo estuviera la órbita en la que giraba el electrón, mayor sería su nivel de energía. Además, según Bohr, cada órbita admitía un número máximo de electrones, como veremos enseguida.

Al postular su modelo atómico, Bohr tuvo muy en cuenta las observaciones del físico alemán Max Planck (1858-1947), quien ya en 1900 había observado que las partículas oscilaban entre varios niveles de energía y emitían o tomaban energía en forma de radiaciones electromagnéticas. Descubrió que la energía emitida no podía ser de cualquier magnitud, sino que se trataba de múltiplos de una cantidad determinada de energía, a la que llamó **cuanto**. Veamos el modelo (figura 3-8).

- Si el átomo no recibe energía, los electrones giran alrededor del núcleo atómico en órbitas estables, sin emitir energía.
- En determinadas condiciones, los electrones absorben energía y pueden moverse desde su órbita (**estado fundamental**) hacia una órbita de mayor nivel de energía (**estado excitado**).
- Cuando vuelven a su estado fundamental, se libera energía en forma de radiaciones electromagnéticas.

Así se explica, por ejemplo, el fenómeno de luminiscencia. En este caso, la radiación emitida es visible.

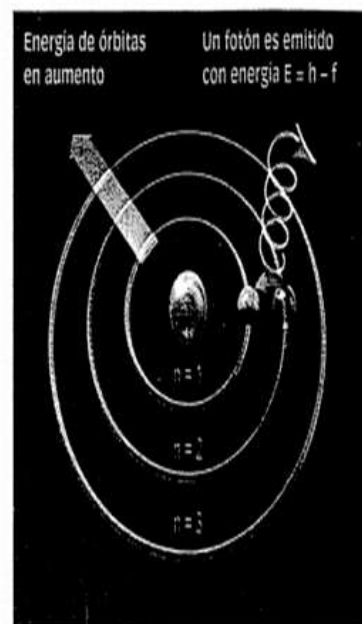


Fig. 3-8. En el modelo atómico de Bohr, los electrones se mueven en un nivel determinado de energía. Si se les aporta energía, pueden pasar a un nivel energético superior. Al volver al nivel inicial emiten un cuanto de energía.

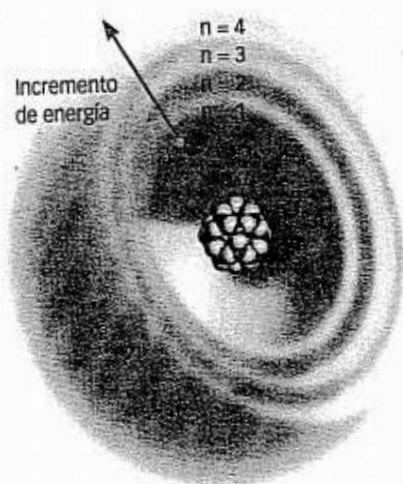


Fig. 3-14. Modelo atómico actual: se advierten zonas u orbitales donde es posible encontrar los electrones.

El modelo atómico actual

El modelo de Bohr promovió las investigaciones de otros científicos. En 1927, el francés Louis de Broglie (1892-1987), el austriaco Erwin Schrödinger (1887-1961) y el alemán Werner Heisenberg (1901-1976) realizaron investigaciones que llevaron a postular lo que conocemos como **modelo atómico actual** o **modelo mecánico-cuántico**. Según este modelo, los electrones no se distribuyen en órbitas definidas, sino en zonas del espacio denominadas **orbitales atómicos**, donde la probabilidad de encontrar los electrones es máxima. Esto es así porque no es posible medir al mismo tiempo la velocidad y la posición de un electrón. Entonces, los electrones no tienen trayectorias fijas alrededor del núcleo, sino que lo “envuelven” formando una nube difusa de carga negativa.

ACTIVIDAD: Completar el siguiente cuadro:

*Aclaración: prestar atención a los años, se les solicita el **año en el cual fue propuesto cada modelo**, no los años de vida de cada científico. Les dejo el primer cuadro como ejemplo.*

Modelo Atómico/nombre del científico	Año o época	¿Cómo pensaba/n que era el átomo?	Esquema
Primeros modelos (Demócrito y Leucipo)	Antigua Grecia	Decían que el átomo era una partícula diminuta indivisible. Todos los átomos no eran iguales, sino que adquirían las características de la materia a la cual pertenecían. Además, sostenían que los átomos eran eternos, se movían en un infinito espacio vacío y se diferenciaban por la forma, la medida, el peso y la posición.	 Fig. 3-2. Según Leucipo y Demócrito, los átomos de agua son suaves y resbaladizos y los de fuego (considerado un elemento químico en ese momento), espinosos y calientes.
Modelo de Dalton (John Dalton)			
Modelo de Thomson o modelo del “Budín de Pasas” (Joseph Thomson)			
Modelo de Rutherford o “modelo planetario” (Ernest Rutherford)			
Modelo de Bohr (Niels Bohr)			
Modelo Atómico Actual o Mecánico cuántico (L. Broglie, E. Schrôdriger, W. Heisenberg)			

Estructura atómica

El número de protones de un átomo es fijo, representa su “carnet de identidad”. Se llama **número atómico** y se representa mediante la letra Z . Así, al decir que el número atómico del sodio es 11 decimos que en el núcleo hay 11 protones, y viceversa, todo átomo que tenga 11 protones es un átomo de sodio. Se llama **número másico al número de protones más neutrones**, y se representa por la letra A . El número de neutrones, N , se calcula restando el número másico y el número atómico.

La carga negativa de los electrones hace que sean atraídos por el núcleo, donde se encuentra la carga positiva. El único modo de vencer esta atracción es estar en continuo movimiento alrededor del núcleo, algo parecido al movimiento de los planetas alrededor del Sol

$Z = \text{número atómico} = \text{número de protones} = \text{número de electrones}$

$A = \text{número másico} = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$

$N = A - Z = \text{número de neutrones.}$

Por ejemplo, para el flúor tenemos que $Z = 9$ y $A = 19$. Deducimos que un átomo de flúor tiene 9 protones y 10 neutrones en su núcleo, así como 9 electrones girando a su alrededor, si la carga es neutra. Cualquier átomo de un elemento puede representarse así:

Cualquier átomo de un elemento puede representarse así: A_ZX

X es el símbolo del elemento

A es el número másico

Z es el número atómico

ACTIVIDADES

- Un átomo de oxígeno tiene 8 protones y 9 neutrones.
 - ¿Cuántas partículas tiene en el núcleo?
 - ¿Cuántos electrones tiene en la corteza?
 - Dibuja este átomo según el modelo de Bohr.
- En el modelo de Rutherford los electrones giran alrededor del núcleo. ¿Por qué giran y no escapan fuera del átomo? ¿Qué los mantiene retenidos?
- Calcula el número de protones, el de protones más neutrones, el de neutrones y el de electrones de los siguientes átomos:
 1_1H , 7_3Li , ${}^{14}_7N$, ${}^{80}_{35}Br$, ${}^{197}_{79}Au$
- Representa los átomos de los elementos siguientes:
Oxígeno: $Z=8$, $A=16$
Flúor: $Z=9$, $A=19$
Calcio: $Z=20$, $A=40$

1. Completen la siguiente tabla.

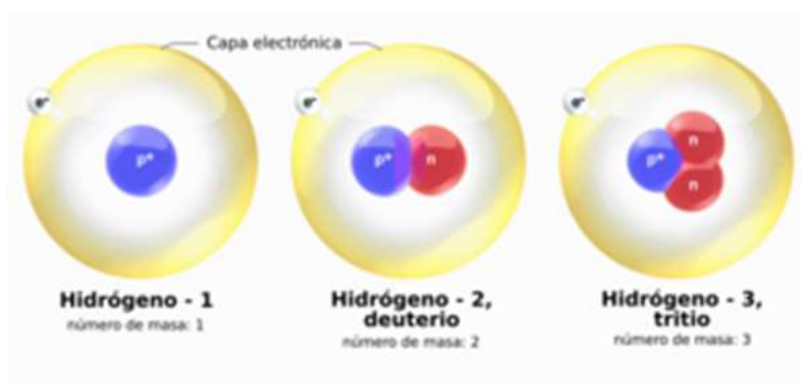
Elemento	Símbolo	A	Z	N
Flúor				
Sodio				
Mercurio				
Francio				
Argón				



Isótopos y Masa atómica

ACTIVIDAD:

Observa la imagen y encuentra similitudes y diferencias. Para ello indica cuántos **protones**, **electrones** y **neutrones** tiene el hidrógeno, el deuterio y el tritio.



Hemos visto que los átomos del mismo elemento tienen el mismo número de protones y electrones. Sin embargo, los átomos de algunos elementos no son completamente idénticos porque pueden tener **distinto número de neutrones**. Así surgen los **isótopos**, que son átomos del mismo elemento que poseen distinto número de neutrones. Para diferenciar a los diferentes isótopos se coloca el número másico (A) como superíndice a la izquierda del símbolo químico. Por ejemplo, todos los átomos del elemento magnesio (Mg) tienen 12 protones, pero algunos de estos átomos tienen 12 neutrones y otros 13 e incluso 14 neutrones. **Estas diferencias hacen que sus masas (número másico) sean diferentes**, pero no su comportamiento químico.

Los tres isótopos del Mg tienen igual número atómico pero distinto número másico. Se los representa como: ^{24}Mg , ^{25}Mg , ^{26}Mg .

En el caso del H, sus tres isótopos reciben nombres especiales: ^1H (protio) ^2H (deuterio) ^3H (tritio)

ACTIVIDADES:

1. ¿Qué es un Isótopo? Dar un ejemplo
2. ¿Cómo se diferencian o representan los isótopos?
3. ¿Cuántos neutrones tendrán cada isótopo del neón, sabiendo que en su núcleo hay 10 protones? (la masa atómica de los isótopos es: 20,21,22)
4. Los números másicos de los isótopos del criptón (Kr) son 78, 80, 82, 83, 84 y 86. ¿Cuántos neutrones hay en el núcleo de cada uno de ellos? *Recuerden que para calcular la cantidad de neutrones deben restar el número másico menos el número atómico (A-Z).*
5. *Calcular el* número de protones, electrones y neutrones para los siguientes isótopos del Carbono: ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C .
6. Investigar por qué es tan importante el isótopo del ^{12}C .

Configuración electrónica.

Se llama configuración electrónica de un elemento a la expresión simbólica de la distribución de los electrones en niveles y subniveles.

Se simboliza con:

- 1-Un número que es el Número Cuántico Principal e indica el nivel.
- 2-Una letra que representa el Número Cuántico Secundario e indica el subnivel (s, p, d, f).
- 3-Un superíndice que indica el número de electrones en el subnivel.
- 4-La suma de todos los superíndices indica la cantidad total de electrones.



Niveles energéticos del electrón

La mayor parte del átomo es espacio vacío en donde los electrones se mueven libremente, lo que significa que poseen energía. Pero no todos tienen la misma energía, sino que se van agrupando en diferentes niveles energéticos.

En la siguiente tabla se puede visualizar el número máximo de electrones en cada nivel energético:

Nivel	Subnivel	Número de electrones por Subnivel	Número de electrones por Nivel
1	s	2	2
2	s	2	8
	p	6	
3	s	2	18
	p	6	
	d	10	
4	s	2	32
	p	6	
	d	10	
	f	14	

Los electrones se ubican en un átomo de tal manera que les corresponda el menor valor de energía posible.

La secuencia de llenado de los subniveles, según su energía creciente es:

1s, 2s, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p, 6f, 7d, 7f

Se debe señalar que el subnivel 4s posee menos energía que el 3d, y el 5s menos que el 4d; como los orbitales se llenan de acuerdo con estados de energía crecientes, estas alteraciones se deben tener en cuenta para escribir correctamente la configuración electrónica de los distintos elementos.

El diagrama de Möller es una regla nemotécnica que permite conocer esta ordenación energética.

Diagrama de Moeller

Niveles		electrones
1	1s ²	2
2	2s ² 2p ⁶	8
3	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰	18
4	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴	32
5	5s ² 5p ⁶ 5d ¹⁰ 5f ¹⁴	32
6	6s ² 6p ⁶ 6d ¹⁰ 6f ¹⁴	32
7	7s ² 7p ⁶ 7d ¹⁰ 7f ¹⁴	32

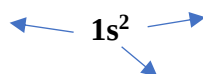
Por ejemplo: El Zn tiene número atómico 30 y su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. Esta notación puede abreviarse colocando entre paréntesis el gas noble anterior al elemento de la siguiente manera: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$.

Electrones de valencia: las propiedades químicas de los elementos se deben, principalmente a los electrones de valencia, que son los electrones que se encuentran en los niveles energéticos externos. Estos son los electrones que intervienen en los enlaces químicos. Por ejemplo, el sodio (Na) al pertenecer al grupo IA, posee un único electrón de valencia y, por lo tanto, puede aportar un sólo electrón al formar enlaces.

		1s	2s	2p _x 2p _y 2p _z
Li	$1s^2 2s^1$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\square \square \square$
Be	$1s^2 2s^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\square \square \square$
B	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \square \square$
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \square$
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow \square$
F	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

ACTIVIDADES:

- ¿Qué es la configuración electrónica?
- En la siguiente simbología, indicar el **nivel**, el **subnivel** y la **cantidad de electrones**.

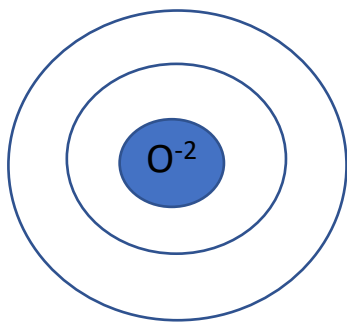


- Copiar el cuadro de los niveles energéticos. Según el cuadro, ¿cuántos electrones van en el subnivel **s**? ¿Cuántos en el subnivel **p**? y ¿Cuántos en el **d**?
- Copiar el diagrama de Môller.
- ¿Qué son los electrones de valencias? ¿Te animas a dar un ejemplo?
- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas: A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ B: $1s^2 2s^2$ C: $1s^2 2s^2 2p^6$. Indica razonadamente el grupo y el período en los que se hallan A, B y C.
- Realizar la configuración electrónica (completa y abreviada) de los siguientes elementos: nitrógeno, calcio, argón, magnesio, aluminio, flúor.
- Esquematiza el átomo de 3 elementos dados en el punto anterior con sus orbitales y electrones. Establece comparaciones entre la configuración electrónica.
- Indica la/s configuración electrónica/s que no son posibles. Justifica tu elección.
- Escribir la configuración electrónica de los 4 primeros elementos del grupo 17. Indicar el número de electrones del último nivel de energía (electrones de valencia). ¿Cómo se relaciona con el grupo?
- Investigar que afirma el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund.

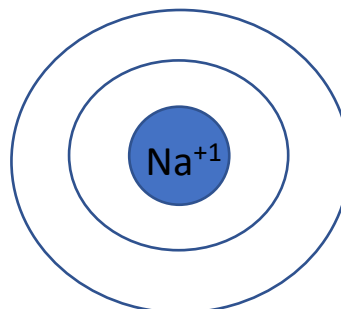
Iones



1. Observar el video que se encuentra en el siguiente link:
<https://www.youtube.com/watch?v=vTSqj5tcLEQ> y en base a la explicación, responder:
2. ¿Qué es un ion?
3. ¿Cómo se llaman los tipos de iones?
4. ¿Cómo se forman los aniones y qué carga tienen? ¿cómo se forman los cationes y qué carga tienen?
5. a) Si el oxígeno gana 2 electrones ¿se transforma en un anión o un catión?
 b) si el sodio pierde 2 electrones ¿se transforma en un anión o un catión
6. Realizar la configuración electrónica de los siguientes iones (tener en cuenta los electrones que gana y pierde): Al^{+3} , Fe^{+2} , F^{-1} , Cl^{-1}
7. Completar los siguientes dibujos de los iones de oxígeno y sodio con los electrones que le corresponden (*tener en cuenta que en el primer orbital pueden ir hasta **2 electrones** y en l segundo orbital hasta **8 electrones**.*



Gana 2 electrones (anión)



Pierde 1 electrón (catión)

Clasificación de los elementos en la tabla periódica.

2.1. Tabla periódica

Permite establecer relaciones entre los diferentes elementos, sus propiedades y su comportamiento químico.

En 1869, el ruso Dimitri Mendeleiev y, en 1870, el alemán Lothar Meyer, de manera independiente, presentaron su tabla periódica con 63 elementos.

La tabla periódica de ese tiempo presentaba estas características:

Y TAMBIÉN:



La importancia de la tabla periódica radica en que muestra de una forma sencilla y visual, además de algunas de las características propias de cada elemento, la variación de estructura interna y de propiedades de los distintos elementos a lo largo de ella.

- Los elementos aparecían ordenados en filas horizontales en las que su masa atómica aumentaba de izquierda a derecha.
- Los elementos de una misma columna vertical tenían propiedades semejantes. Sin embargo, para agruparlos fue necesario invertir el orden de masas atómicas de algunos elementos; cambiar el valor entonces conocido de la masa atómica de ciertos elementos; dejar huecos para elementos cuyas características se predecían, pero que aún no habían sido descubiertos.

El científico británico Henry Moseley encontró una manera experimental de determinar el número atómico. Conocidos los valores de los números atómicos (Z) de los elementos, los colocó en orden creciente y observó que todos quedaban en el lugar adecuado según sus propiedades.

GRUPO																	
1	2									13	14	15	16	17	18		
1A	2A									IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA		
1	2									3	4	5	6	7	8		
H	He									B	C	N	O	F	Ne		
1.0079	4.0026									10.811	12.011	14.007	15.999	18.998	20.180		
3	4									5	6	7	8	9	10		
Li	Be									B	C	N	O	F	Ne		
6.941	9.0122									10.811	12.011	14.007	15.999	18.998	20.180		
11	12									13	14	15	16	17	18		
Na	Mg									Al	Si	P	S	Cl	Ar		
22.990	24.305									26.982	28.086	30.974	32.065	35.453	39.948		
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
39.098	40.078	44.956	47.867	50.942	51.996	54.938	55.845	58.933	58.693	63.546	65.38	69.723	72.64	74.922	78.96	79.904	83.798
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
85.468	87.62	88.906	91.224	92.906	95.96	(98)	101.07	102.91	106.42	107.87	112.41	114.82	117.71	121.76	127.60	126.905	131.29
55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
132.91	137.33	138.91	178.49	180.95	183.84	186.21	190.23	192.22	195.08	196.97	200.59	204.38	207.2	208.98	(209)	(210)	(222)
87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Lv	Uus	Uuo
(223)	(226)	(227)	(261)	(262)	(263)	(265)	(266)	(267)	(268)	(269)	(270)	(271)	(272)	(273)	(274)	(275)	(276)
LANTANÓIDOS																	
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71			
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
138.91	140.12	140.91	144.24	(145)	150.36	151.96	157.25	158.93	162.50	164.93	167.26	168.93	173.05	174.97			
ACTINÓIDOS																	
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103			
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			
(227)	(232.04)	(231.04)	(238.03)	(237)	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(257)	(258)	(259)	(262)			
ACTINO	TORIO	PROTACTINIO	URANO	NEPTUNIO	PLUTONIO	AMERICIO	CURIO	BERKELIO	GALFORNIO	EINSTEINIO	FERMIO	MENDELEVIO	NOBELIO	LAWRENCIO			

Ley periódica

La disposición de los elementos en el sistema periódico actual no se produce al azar, sino que responde a la llamada *ley periódica*, que se enuncia así:

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

La tabla periódica actual consiste en un cuadro de doble entrada en el que los elementos están agrupados en siete periodos (filas) y dieciocho grupos (columnas). Veamos la siguiente característica:

- En cada período aparecen los elementos para los que el último nivel de su configuración electrónica coincide con el número del periodo, situados por orden creciente del número atómico.

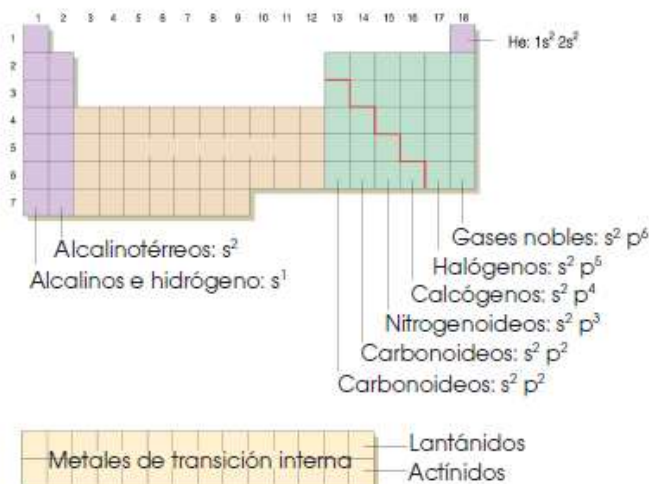
La Tabla Periódica presenta siete periodos, numerados del 1 al 7. El número de elementos que contiene cada período es variable:

Configuraciones electrónicas de los elementos del período 3					
 Na Sodio	Na (Z = 11)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	 P Fósforo	P (Z = 15)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 Si Silicio	Si (Z = 14)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	 Ar Argón	Ar (Z = 18)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Estructura electrónica

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

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



- Los **elementos representativos** de las columnas 1 y 2 y el helio tienen un orbital de valencia del tipo s .
- Los **elementos representativos** de las columnas 13 a 18 tienen orbitales de valencia del tipo p .
- Los **metales de transición** tienen orbitales del tipo d en la capa de valencia.
- Los **metales de transición interna** tienen orbitales del tipo f en la capa de valencia.

Las propiedades químicas de un elemento dependen de sus electrones de valencia. Por ello, los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas semejantes.

Familia de elementos químicos

Elementos representativos

Y TAMBIÉN:



Existen dieciocho grupos, algunos de ellos con nombres especiales: alcalinos (grupo 1), alcalinotérreos (grupo 2), térreos o baroideos (grupo 13), carbonoides (grupo 14), nitrogenoides (grupo 15), calcógenos o anfígenos (grupo 16), halógenos (grupo 17) y gases nobles (grupo 18).

- **Los metales alcalinos:** Corresponden al grupo o familia 1A de la tabla periódica y su nombre se debe a que forman álcalis, metales reactivos que producen óxidos fácilmente. Constituyen el 4,8% de la corteza terrestre.

- **Los metales alcalinos térreos:** Son metales del grupo o familia 2A. Están en un 4% en la corteza terrestre, tienen una apariencia terrosa, también forman óxidos básicos y son: berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio.

Son un poco menos reactivos que el grupo 1A y no se encuentran libres; el radio es muy raro, tienen dureza variable; son muy ligeros y tienen dos electrones de valencia.

- **Los metales térreos:** Lo forman metales del grupo o familia 3A de la tabla periódica; dentro de este grupo están el boro, aluminio, galio, indio, talio y ununtrium.

Se encuentran en un 7% en la corteza terrestre, sobre todo el aluminio (tercer elemento más abundante después de oxígeno y silicio), bastante reactivo, por lo que no se encuentran libres, forman óxidos e hidróxidos

Tienen tres electrones en su último nivel.

- **Grupo 4A o carbonoides:** Forman el grupo 14 de la tabla periódica y son el carbono, silicio, germanio, estaño, plomo y ununquadio. Toda la familia tiene cuatro electrones de valencia.

Constituyen más del 27% en peso de la corteza. El más abundante es el silicio, el cual se encuentra en la materia inorgánica, mientras que el carbono, en la orgánica.

El carbono, el estaño y el plomo se presentan en forma libre.

- **Grupo 5A o nitrogenoides:** Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto y ununpentio.

Constituyen el 0,33% de la corteza terrestre (incluyendo agua y atmósfera).

Pocas veces se los encuentra libres en la naturaleza y todos poseen cinco electrones en su último nivel energético.

- **Grupo 6A o anfígenos:** Oxígeno, azufre, selenio, telurio, polonio y ununhexio.

Una gran parte de los constituyentes de la corteza son óxidos o sulfuros, mientras que anfígeno significa formador de ácidos y bases. Todos tienen seis electrones en su último nivel.

El elemento más abundante de la Tierra es el oxígeno, en un 50,5% de la corteza terrestre.

- **Grupo 7A o halógenos:** Son no metales como el flúor, cloro, bromo, yodo, ástato y ununseptio.

El término *halógeno* significa 'formador de sales'.

No se encuentran libres en la naturaleza, pero si se los encuentra formando haluros alcalinos y alcalinotérreos. El ástato es producto intermedio de las series de desintegración radiactiva. Tienen siete electrones de valencia.

- **Grupo 8A o gases nobles:** Son el helio, neón, argón, criptón, xenón y radón. A estos elementos los conoce como inertes debido a que su estado de oxidación es 0, porque tienen ocho electrones en su último nivel, lo que les impide formar compuestos.

Los grupos o familias B corresponden a los elementos de transición.

Metales y no metales: La tabla periódica posee una línea gruesa en zig-zag que separa los elementos en metales y no metales. Los de la izquierda de la línea son los metales, a excepción del hidrógeno, y los no metales son los de la derecha.

Características de los metales:

- En general la mayoría de los metales son sólidos (acepto el mercurio) y brillantes
- Son dúctiles y maleables.
- Buenos conductores del calor y la electricidad.
- El carácter metálico de los elementos aumenta hacia la izquierda y hacia abajo en la tabla periódica.
- Tienen puntos de fusión elevados.

Características de los no metales:

- Los no metales no son brillantes ni maleables ni dúctiles.
- No conducen el calor ni la electricidad.
- Por lo general tienen puntos de fusión bajos y muchos son gaseosos a temperatura ambiente.

Metaloides: Los metaloides son elementos que muestran propiedades típicas tanto de los metales como de los no metales. Son mejores conductores del calor y la electricidad que los no metales, pero no tanto como los metales. Los metaloides son: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At y se ubican en la línea gruesa que separa los metales de los no metales en la tabla periódica.



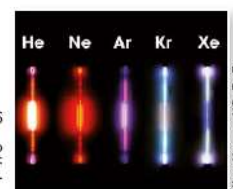
■ Metal



■ No metal



■ Metaloides



■ Gas noble

Actividad:

1. Indicar en la siguiente imagen las familias de elementos químicas.

	Grupos o familias				(Configuraciones electrónicas análogas)								Nueva convención IUPAC					
Períodos	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
I																		
II																		
III																		
IV																		
V																		
VI																		
VII																		
(VI)																		
(VII)																		

2. Escribe el nombre y el símbolo químico de dos metales térreos y dos gases nobles.
3. Contesta: ¿En qué parte de la tabla periódica se ubican los metales alcalinos? (indica los grupos)
4. Escribe el nombre y el símbolo del metal que se encuentra en estado líquido.
5. ¿En qué parte de la tabla periódica se encuentran y cuáles son los halógenos?
6. Ubica en que regiones están los siguientes elementos y escribe el nombre: Br, Zn, Au, N, C, Be, W, Ge.
7. Indicar si los siguientes elementos son metales, no metales, metaloides y gases inertes:

azufre
oxígeno
boro
neón
aluminio
arsénico

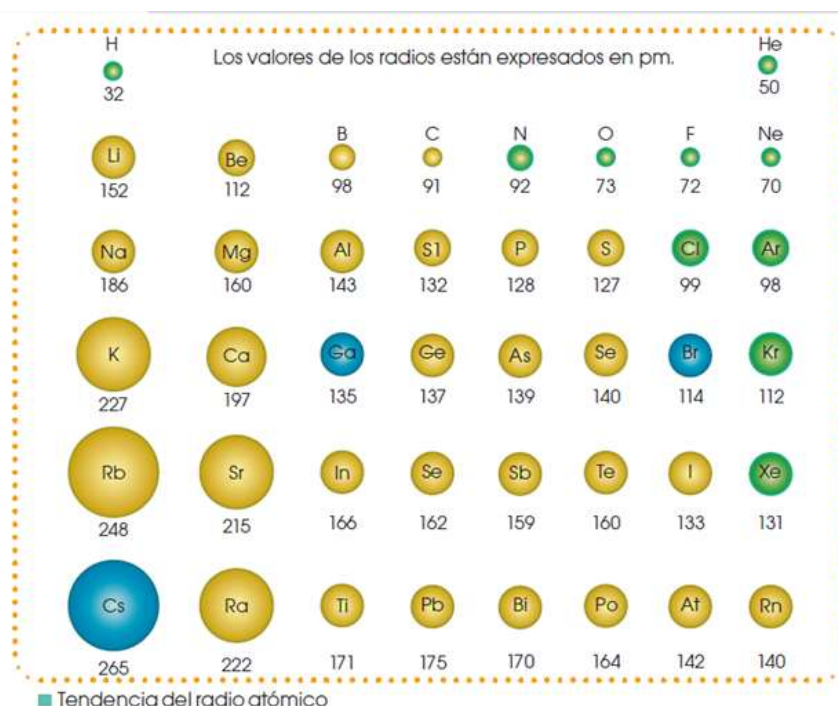
hierro
calcio
litio
flúor
argón
silicio

8. Investigar la aplicación en la industria y en la vida cotidiana de los elementos mencionados anteriormente.
9. Observa la imagen. ¿por qué el carbono es tan indispensable?



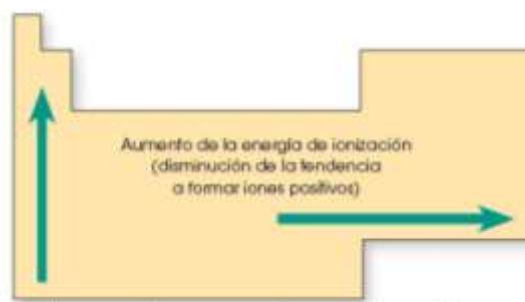
Propiedades periódicas:

Radio atómico: el valor que se asigna en la práctica al radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales enlazados entre sí.



Energía de ionización: los átomos son neutros porque tienen el mismo número de electrones y de protones. Si proporcionamos suficiente energía a un átomo, conseguiremos arrancarle un electrón y obtener un ion positivo, o catión. Dentro de un grupo, la energía de ionización suele aumentar al disminuir el número atómico, es decir, aumenta al subir en un grupo.

Dentro de un periodo, por lo general, la energía de ionización se incrementa al aumentar el número atómico; es decir, crece de izquierda a derecha al avanzar en el periodo, y en el grupo, de abajo hacia arriba. Por ejemplo el litio tiene mayor energía de ionización que el potasio.



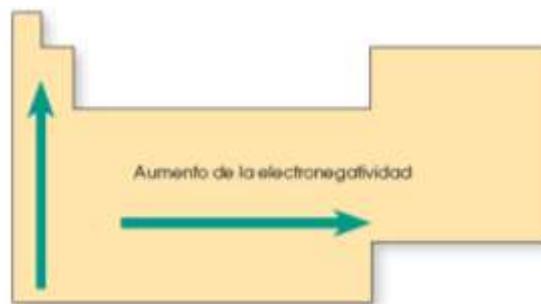
Afinidad electrónica: es la energía que se da cuando un átomo neutro adquiere un electrón, intercambia energía con el medio y se transforma en un anión.

La afinidad electrónica aumenta en el grupo cuando el tamaño del átomo disminuye, y en el periodo cuando crece el [número atómico](#). Visto de otra manera: la afinidad electrónica aumenta de izquierda a derecha, y de abajo hacia arriba, al igual que lo hace la [electronegatividad](#).

Electronegatividad y carácter metálico

La electronegatividad de un elemento es la capacidad de sus átomos para atraer electrones.

Dentro de un grupo, los átomos más electronegativos son los de menor número atómico, es decir, los de menor tamaño. Dentro de un período, los átomos más electronegativos son los de mayor número atómico, es decir, los de mayor tamaño.



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

ACTIVIDADES

1. Comparar las propiedades periódicas entre:

Boro y Carbono

Boro y aluminio

- a) ¿Cuál tiene mayor radio atómico?
 - b) ¿Cuál tiene mayor energía de ionización?
 - c) ¿Cuál es más electronegativo?
2. Justifica si tiene mayor radio atómico el cobre Cu ($Z = 29$) o la plata Ag ($Z = 47$).
 3. Ordena los siguientes elementos de forma creciente según su radio atómico: Sr ($Z = 38$), Zr ($Z = 40$) y Cd ($Z = 48$).
 4. El litio tiene tres electrones. Escribe su configuración electrónica y justifica cuál de ellos se separará del átomo con mayor facilidad.
 5. ¿Qué elemento tiene más tendencia a ganar un electrón: el cloro o el bromo?
 6. Deduce y justifica si tendrá mayor electronegatividad el oxígeno, O ($Z = 8$), o el selenio Se ($Z = 34$).
 7. ¿Qué elemento tendrá mayor electronegatividad: el aluminio, Al ($Z = 13$); o el silicio Si ($Z = 14$)? ¿Por qué?
 9. Analizar los textos y personajes en las siguientes imágenes:



Enlace químico

La mayoría de los elementos de la tabla periódica se combinan para formar compuestos. Los compuestos resultan de la formación de **enlaces químicos entre dos o más elementos y estos enlaces son las fuerzas que mantiene unidos a los átomos o iones para formar las moléculas**. Los tipos de enlaces presentes en una sustancia son responsables en gran medida de sus propiedades físicas y químicas.

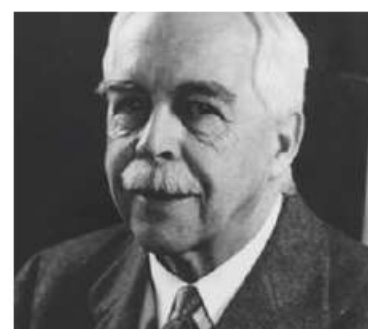
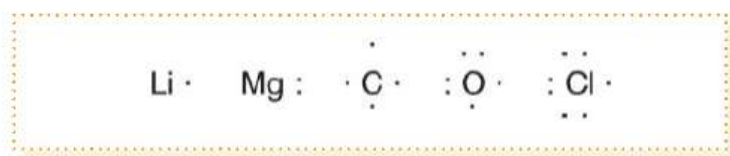
Hay distintos tipos de enlaces: **iónico, covalente y metálico**.

En muchos compuestos, tanto iónicos como covalentes, los átomos tienden a completar su último nivel con 8 electrones, adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla periódica. Esto se conoce como **regla del octeto de Lewis**, porque los átomos forman compuestos al perder, ganar o compartir electrones para adquirir un octeto de 8 electrones de valencia.

En el caso del Hidrógeno, completa su último nivel con dos electrones tomando la configuración electrónica del gas noble Helio.

Representación de Lewis

El químico estadounidense Gilbert Newton Lewis introdujo la llamada notación de Lewis para representar los átomos y sus enlaces. Para representar un átomo, **escribimos el símbolo del elemento y lo rodeamos de tantos puntos como electrones de valencia tenga. Ejemplo:**



■ Lewis (1875-1946), físico-químico estadounidense reconocido por su trabajo llamado estructuras de Lewis o diagrama de puntos.

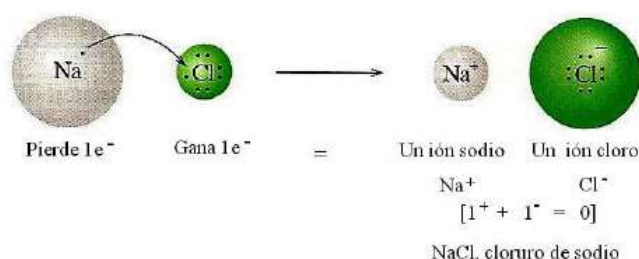
Para representar una molécula, colocamos los electrones del enlace entre los átomos que lo forman.

Enlace iónico

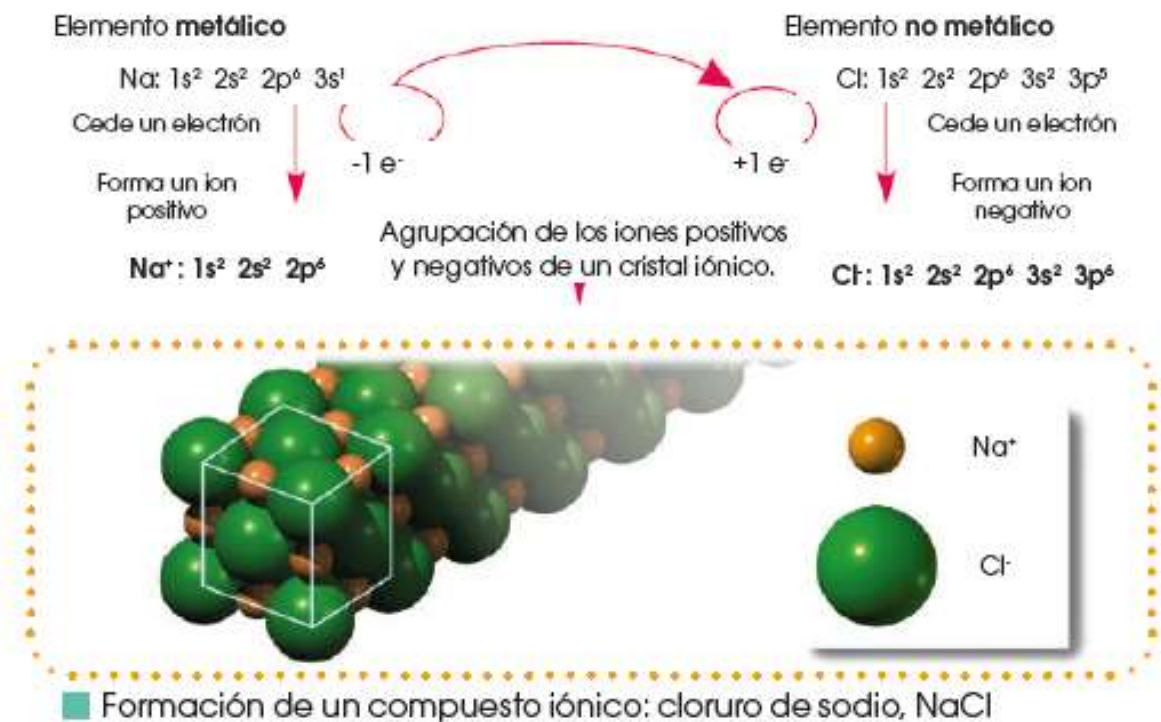
En los enlaces iónicos, los electrones de valencia de **un metal se transfieren a un no metal**.

Veamos qué sucede cuando el sodio metálico reacciona con cloro, que es un no metal reactivo para formar cloruro de sodio.

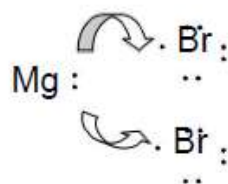
El átomo de sodio, al perder un electrón, queda con 10 electrones en lugar de 11 y como aún hay 11 protones en su núcleo, el átomo ya no es neutro, se convirtió en el **catión** sodio, con **carga positiva** (Na^+). El átomo de sodio pierde su único electrón de valencia, se observa entonces un octeto completo y así esta configuración es semejante a la del gas noble neón.



Los átomos de cloro tienen siete electrones de valencia por lo que tienden a ganar un electrón para formar **aniones** cloruros, de **carga negativa** (Cl^-), completando su octeto y tomando una configuración similar a la del gas argón.



Cuando el magnesio metálico reacciona con el bromo líquido, la transferencia de electrones entre el magnesio y el bromo con símbolos de puntos de Lewis se puede representar de la siguiente manera:



Propiedades de los compuestos iónicos

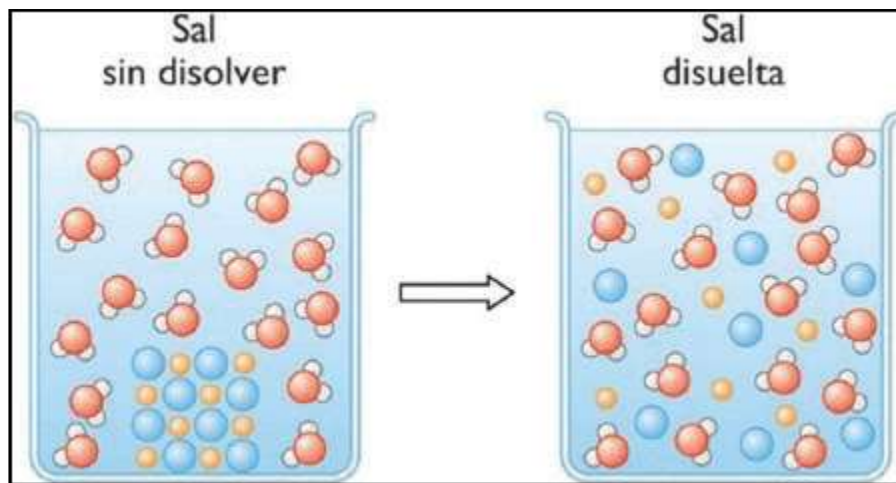
Las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico son muy diferentes de las de los elementos que lo forman.

El NaCl, que es la sal de mesa, es una sustancia blanca cristalina mientras que el sodio es un metal suave, blando y brillante y el cloro es un gas venenoso amarillo-verdoso de olor irritante.

En general los compuestos iónicos son sólidos cristalinos con una fuerte atracción entre los iones que los forman. Por esta razón, estos compuestos tienen elevados puntos de fusión, con frecuencia superiores a 300°C . A temperatura ambiente todos son sólidos.

Muchos compuestos iónicos son solubles en agua y cuando se disuelven se disocian, es decir se separan en sus iones individuales que se mantiene en solución.

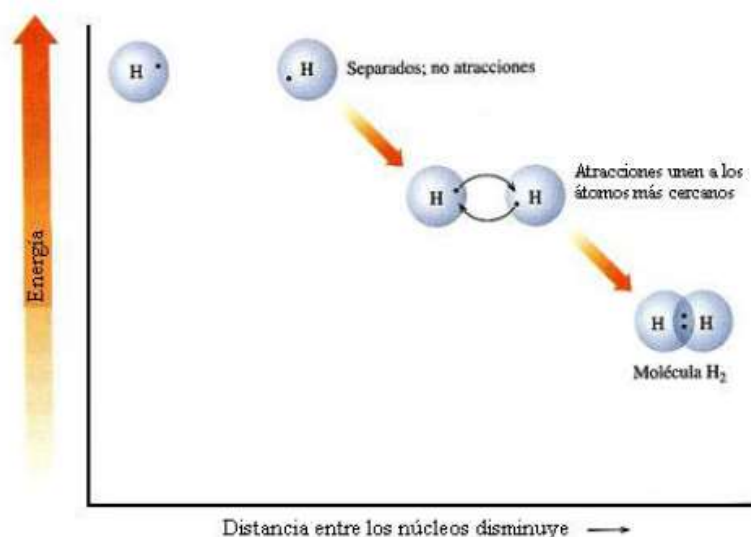


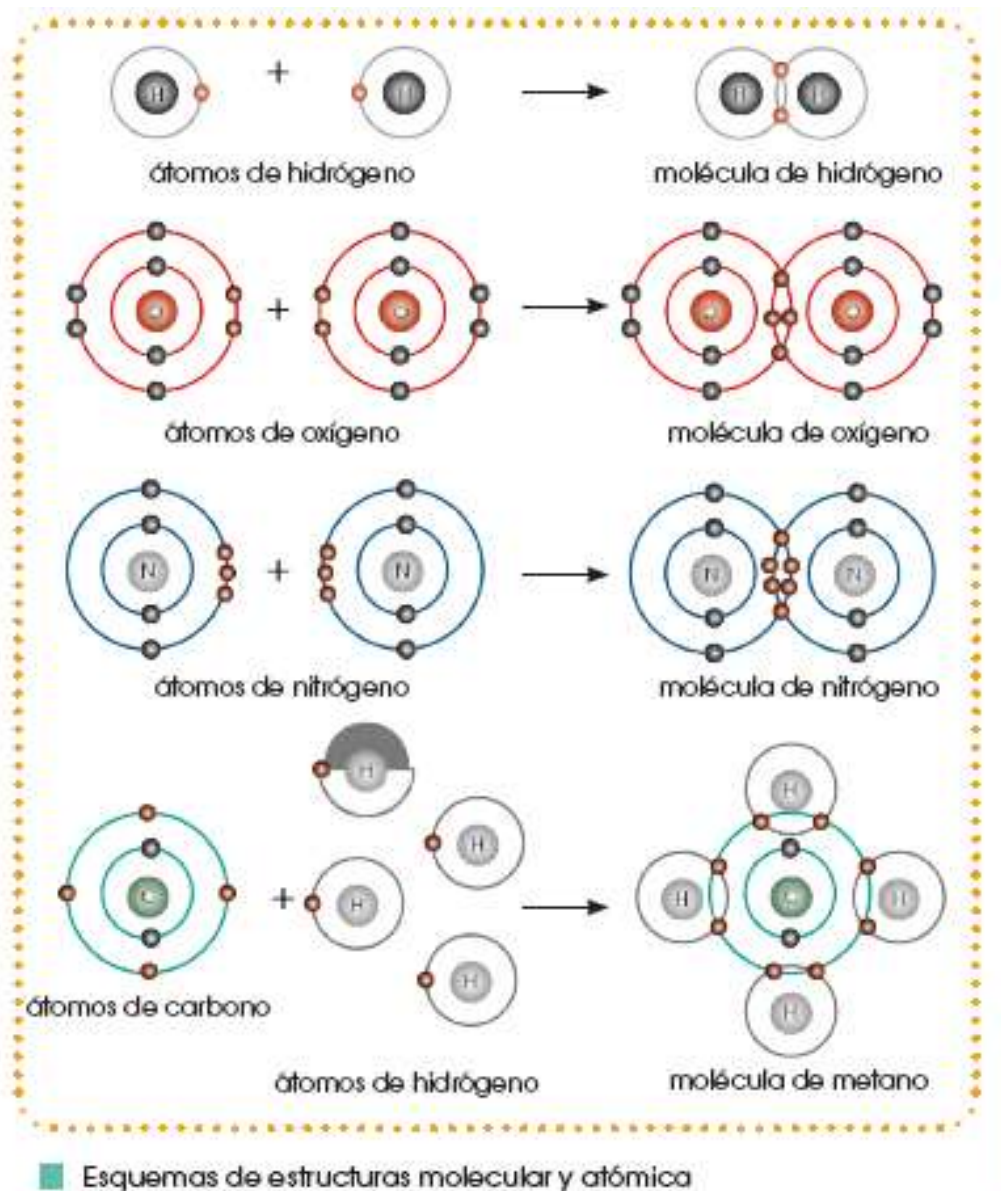


Enlace covalente

En los enlaces covalentes, que se **producen entre no metales**, los electrones de valencia no se transfieren de un átomo a otro, sino que **se comparten** para adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano.

El ejemplo más simple de enlace covalente es el del gas hidrógeno. Cuando dos átomos de hidrógeno están separados, no se atraen mutuamente. A medida que los átomos se acercan, la carga positiva del núcleo atrae al electrón del otro átomo. Esta atracción acerca a los átomos hasta que comparten un par de electrones de valencia y forman un enlace covalente. En este enlace covalente, los electrones compartidos confieren a cada átomo de la molécula de H_2 la configuración del gas noble helio (He), por lo tanto, los átomos unidos formando la molécula de H_2 son más estables (poseen menor energía) que dos átomos de H individuales.





Enlace metálico

Estos son los enlaces de los átomos en un cristal metálico sólido. Este tipo de enlace es distinto a los iónicos o covalentes. Un sólido metálico se representa en forma tridimensional donde los iones metálicos positivos están fijos en la red cristalina y los electrones de valencia están débilmente unidos y se mueven con libertad por todo el cristal. Por esta razón, los metales son buenos conductores del calor y la electricidad.

Conductividad eléctrica y térmica. Esta propiedad se presenta tanto en estado líquido como en estado fundido y está relacionada con la capacidad que tienen las cargas de moverse libremente a lo largo de la red.

Puntos de fusión y de ebullición muy elevados. Esto se debe al alto nivel de organización de la red cristalina.

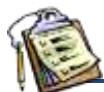
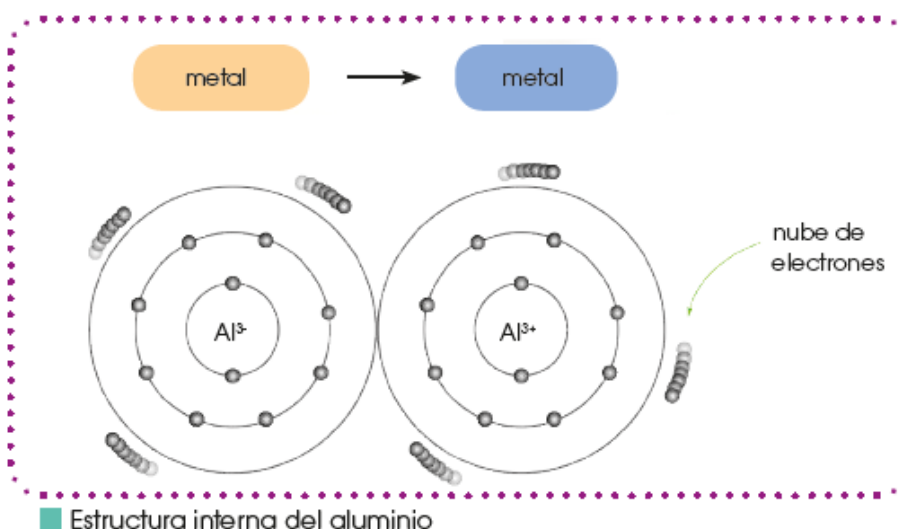
Estructura interna de los metales

- Los átomos de los metales no forman moléculas sino que se colocan ordenadamente y constituyen una estructura cristalina lo más compacta posible.
- Cada átomo se desprende de sus electrones de valencia convirtiéndose en ion positivo.
- Los electrones de valencia de todos los átomos forman una nube electrónica capaz de desplazarse entre los huecos de la estructura.
- La interacción entre la nube de electrones y los iones positivos asegura la estabilidad del metal. Esta unión constituye el enlace metálico.

Y TAMBIÉN:

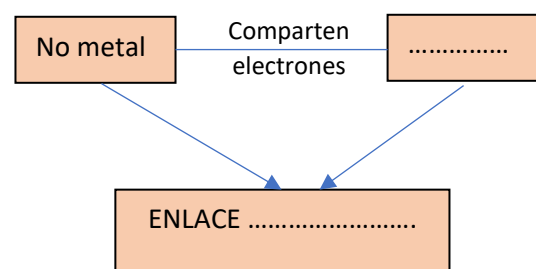
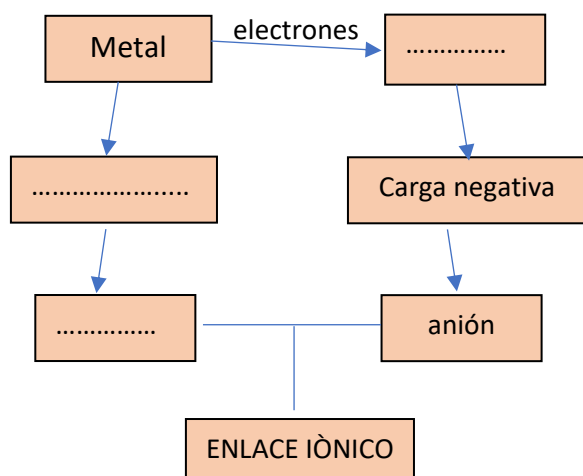


En general, las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que las intramoleculares. Se requiere, por ejemplo, menos energía, 41 kJ, para hervir un mol de agua que para disociar un mol de enlace O-H del agua, 930 kJ. En el primer caso solo se requiere romper las uniones intermoleculares, mientras que en el segundo deben deshacer los enlaces covalentes.



ACTIVIDADES

1. ¿Qué es un enlace químico? Dar un ejemplo
2. ¿Qué es la regla del octeto? ¿Cómo explica la regla del octeto la formación del ion sodio (Na^+)? ¿Y la del ion cloruro (Cl^-)?
3. Representa utilizando la “notación-punto” de Lewis las sustancias simples correspondientes a los elementos Cl, O, N, H.
4. Con los conceptos importantes de unión iónica y covalente, completar los siguientes esquemas:



Para finalizar

1. Un átomo neutro posee nueve protones y diez neutrones. **Determina** su número másico (A) y su número atómico (Z).
2. **Señala** cuántos electrones puede haber en cada uno de los subniveles del nivel 3.
3. **Indica** cuál fue el criterio que siguieron Mendeleiev y Meyer para ordenar los elementos, y **localiza** en la tabla cuáles deberían cambiar de lugar si se siguiera este criterio de ordenación.
4. Cierta elemento tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. **Razona** a qué grupo y a qué período pertenece. **Indica** de qué elemento se trata.
5. Los elementos de la tabla periódica denominados *alcalinos*, *alcalinotérreos*, *halógenos* y *gases nobles*, ¿a qué grupo pertenecen?
6. **Escribe** las configuraciones electrónicas del berilio, el magnesio y el calcio, y **explica** si estos elementos ganarán o perderán electrones para adquirir una estructura estable.
7. **Indica** cuáles de los elementos siguientes son metales y cuáles son no metales: bario, azufre, titanio, cesio, carbono, aluminio, fósforo, cloro, hierro y litio.
8. **Ordena** estos elementos de mayor a menor carácter metálico: fósforo, flúor, circonio, rodio, francio y galio.
9. **Explica** cómo varía el tamaño de los átomos según la disposición de los elementos en la tabla periódica.
10. **Razona**, en función del número de electrones que caben en cada nivel energético, cuál será el número de elementos del período 4.
11. **Indica** qué criterio se ha seguido para ordenar los elementos en el sistema periódico actual.
12. **Averigua** el número atómico de los tres primeros elementos del grupo 17 y **escribe** sus configuraciones electrónicas. ¿Se trata de metales o de no metales?
13. **Explica** la diferencia que existe entre los *metales* y *no metales* en cuanto a los mecanismos de conducción de calor y de electricidad.
14. **Escribe** los nombres y los símbolos de:
 - a. Los elementos del grupo 17
 - b. Los elementos de los lantánidos
 - c. Los semimetales del grupo 15
15. Ordena en forma creciente respecto a la electronegatividad:
 - a. Be, K, Cs
 - b. Ti, Ge, F
 - c. Cu, Co, Ra

Actividades de aplicación: Uniones Químicas

- Razona** si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
 - En la formación de enlaces covalentes los átomos comparten todos los electrones que poseen en su nivel más externo.
 - En la red iónica cristalina de los metales no hay iones negativos.
 - Los metales son siempre sólidos a temperatura ambiente.
- Escribe** las configuraciones electrónicas del flúor, el rubidio y el calcio.
- Razona qué tipo de enlace se dará en los siguientes casos y qué sustancia se formará.
 - Rb y F
 - F y F
 - F y Ca
- Escribe** las estructuras electrónicas de los iones S^{2-} , I^{-} , Cu^{2+} , Ag^{1+} y Fe^{2+} .
- Escribe** las reacciones de formación de los iones obtenidos en cada uno de los casos siguientes.
 - El plomo cede cuatro electrones.
 - El oxígeno adquiere dos electrones.
 - El carbono adquiere cuatro electrones.
- Justifica** la formación de los iones a partir de la estructura electrónica del átomo neutro.
- Razona** cuál debe ser la fórmula del compuesto iónico formado por potasio y oxígeno. Ten en cuenta:
 - Las estructuras electrónicas de los dos elementos.
 - Los electrones que deben transferirse.
 - La neutralidad del compuesto resultante.
- Dibuja** un esquema de la formación de los iones y de su unión.
- Deduce** la estructura de Lewis (fórmulas desarrolladas) de las moléculas siguientes:
 H_2O , NH_3 , $BeCl_2$, BCl_3 , SCl_2 , CO_2 , SO_2 ,
 SO_3 , CH_4 , $HClO$, H_2CO_3 , HNO_2 .
- Indica** los enlaces simples, dobles y triples en las siguientes moléculas:
 F_2 , CS_2 , C_2H_4 (eteno), C_2H_6 (etano),
 C_2H_2 (etino), H_2S , CCl_4 , PH_3 .
- ¿Cuál es la principal diferencia entre los dos tipos de fuerzas intermoleculares: las fuerzas de Van der Waals y el enlace o puente de hidrógeno?
- El cobre es el metal utilizado comúnmente para fabricar los hilos de las instalaciones eléctricas. ¿En qué propiedades del metal se basa esta importante aplicación práctica?



Experimento

TEMA:

Metales y no metales

INVESTIGAMOS:

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

OBJETIVO:

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

MATERIALES:

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

PROCESOS:

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

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

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

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

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

En la siguiente tabla, **presenta** tus resultados

Elementos	Brillo	Reacción con O ₂	Reacción con H ₂ O	Reacción con HCl	Papel Universal
Metal					
No metal					



Experimento

TEMA:

Enlace y conducción eléctrica

OBJETIVO:

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

MATERIALES:

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

PROCESOS:

- **Conecta** los cables a la pila de petaca, la lámpara y los electrodos. **Une** los electrodos entre sí y **comprueba** que la lámpara se ilumina. **Separa** los electrodos.

Dispón una pequeña cantidad de sal común en un vidrio reloj, en forma de cordón. **Coloca** los electrodos en los extremos del cordón y **observa** si la lámpara se ilumina o no. **Anota** el resultado en tu cuaderno, **recoge** la sustancia y **deposítala** en un contenedor de desechos adecuado. **Limpia** los electrodos con el papel absorbente.

Repite el procedimiento para el resto de sustancias sólidas.

- **Vierte** unos 40 mL de agua destilada en un vaso de precipitación limpio. **Coloca** lentamente los electrodos dentro del vaso, hacia la parte media del líquido, sin

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

que toquen el fondo, según el montaje de la fotografía. **Observa** si la lámpara se ilumina o no y anota el resultado.

Retira el vaso y **añade** unos gramos de sal común sin que se disuelva en el agua. **Coloca** de nuevo los electrodos dentro del vaso y **anota** si la lámpara se ilumina o no. **Retira** los electrodos y, con la varilla, **agita** el agua con la sal. **Comprueba** si la sal se ha disuelto o no en agua. En caso afirmativo, introduce los electrodos en la disolución y observa la iluminación de la lámpara. **Anota** el resultado. **Deshazte** de forma adecuada del contenido del vaso. **Limpia** los electrodos con agua destilada.

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

