



NOMBRE DEL ESTUDIANTE: \_\_\_\_\_

<b>Sede:</b> Principal	<b>Jornada:</b> Mañana	<b>Grado/Grupo:</b> 7ºC
<b>Docente:</b> Diana Torres Valencia	<b>Celular:</b> 305 228 7134	<b>Correo:</b> <a href="mailto:torresvalencia@gmail.com">torresvalencia@gmail.com</a>

### ASIGNATURA: CIENCIAS NATURALES

**Estándares Básicos de Competencia:** Explico el desarrollo de modelos de organización de los elementos químicos. Explico y utilizo la tabla periódica como herramienta para predecir procesos químicos

**Derechos Básicos de Aprendizaje:** Explica cómo las sustancias se forman a partir de la interacción de los elementos y que estos se encuentran agrupados en un sistema periódico.

**Objetivo de Aprendizaje:** Describir los conceptos básicos del modelo atómico actual y la tabla periódica

**Recursos:** Lápiz, Lapicero, tabla periodica, marcadores, lápices de Colores, hojas de block, libros, internet.

**Criterios de evaluación:** puntualidad, pulcritud, esfuerzo, desempeño, contexto.

**Direccion del blog:** <https://torresvalencia.wixsite.com/website>

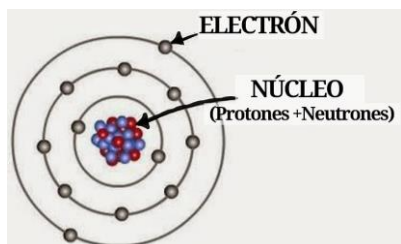
### CRONOGRAMA DE TRABAJO

Semana 1 27 septiembre – 1 octubre	Semanas 2 -3 4 – 22 de octubre	Semanas 4 y 5 25 de octubre – 5 de noviembre	Semana 6 y 7 8 – 19 de noviembre	Semanas 8 y 9 22 de noviembre – 3 de diciembre	
Actividad 1	Actividad 2 y 3	Actividad 4 y 5	Actividad 6 y 7	Actividad 8, 9 y evaluación	

### ACTIVIDADES A REALIZAR

Una característica que diferencia al ser humano de los demás animales, es la capacidad de reflexionar sobre sí mismo y su existencia. Desde siempre, todos en algún momento de nuestras vidas nos hemos cuestionado ¿De qué estamos hechos? En esta guía vamos a aprender un poco acerca de la estructura de la materia, eso que forma el universo.

### EL ÁTOMO



Desde el siglo V a. de C. la humanidad ha escuchado hablar de átomos, como las partículas fundamentales de la materia (recuerda que la materia es de los cual estamos hechos. Sin embargo, debido a que los átomos son tan pequeños, no es posible verlos a simple vista, por esta razón, se han propuesto varios modelos y teorías acerca de cómo son estas partículas fundamentales.

**Átomo** se define como la unidad estructural y básica de la materia, y este a su vez está formado por varias partículas aún más pequeñas llamadas partículas subatómicas. Estas se encuentran distribuidas en distintos sectores del átomo. Uno de estos sectores es el núcleo, que es la zona central del átomo donde se encuentran los **protones** (partículas subatómicas de carga eléctrica positiva) y los **neutrones** (partícula subatómica de carga neutra), mientras que los electrones (partículas subatómicas de carga negativa) se encuentran distribuidos alrededor del núcleo en zonas conocidas como **orbitales**.

### El átomo a través del tiempo

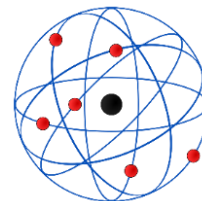
#### El átomo de DEMÓCRITO 460 a.d.e. – 370 a.d.e:

La materia está compuesta por unas partículas muy pequeñas, indivisibles a las que llamo átomos (sin división). Los átomos se consideran eternos e indestructibles y difieren en su forma, tamaño.



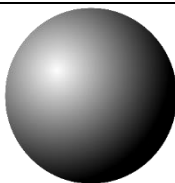
#### El modelo de E. RUTHERFORD 1910:

En este modelo se plantea la existencia de un núcleo positivo y los electrones (cargas negativos) giran alrededor del núcleo como los planetas alrededor del sol (modelo planetario).



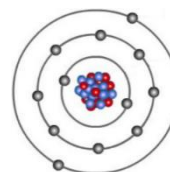
#### El modelo de JONH DALTON 1803:

El átomo es una esfera sólida, compacta e indivisible. Los átomos del mismo elemento tienen igual masa y propiedades.



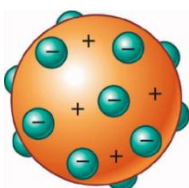
#### El modelo de NIELS BOHR 1913:

Postula que los electrones giran a grandes velocidades alrededor del núcleo atómico. Los electrones se disponen en diversas órbitas circulares, las cuales determinan diferentes niveles de energía.



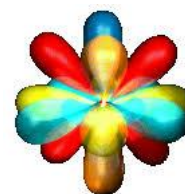
#### El modelo de J.J. THOMSON 1897:

Se caracterizaba por ser una esfera de carga positiva en la cual se incrustaban los electrones (cargas negativas), como un “pudding de pasas”



#### El modelo de SCHRODINGER 1926:

Establece la presencia de orbitales, que son regiones en el espacio en donde es probable encontrar el electrón.





PERIODO DE TRABAJO: DEL 27 DE SEPTIEMBRE HASTA EL 3 DE DICIEMBRE DE 2021

NOMBRE DEL ESTUDIANTE: \_\_\_\_\_

ESTRUCTURA ATÓMICA

Hemos visto hasta ahora que el átomo se compone de tres partículas subatómicas: el protón, el electrón y el neutrón. Protones y neutrones se disponen en la región central dando lugar al núcleo del átomo, mientras que los electrones giran alrededor de este centro en regiones bien definidas.

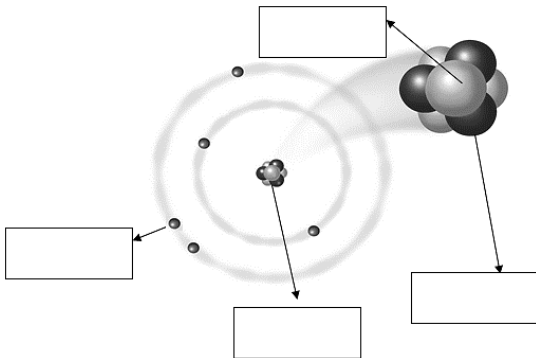
PARTÍCULA SUBATÓMICA	SÍMBOLO	UBICACIÓN	CARGA RELATIVA
Protones	p <sup>+</sup>	Núcleo	+ 1
Neutrones	n	Núcleo	0
Electrones	e <sup>-</sup>	Alrededor del núcleo	- 1

Con los postulados de los científicos que estudiaron la estructura del átomo, Thomson, Rutherford, Bohr, Goldstein, Millikan y Chadwick se puede establecer lo siguiente:

- La masa de un átomo está concentrada en su núcleo; por lo tanto, la suma de los protones y neutrones determina la masa atómica.
- Los electrones son tan pequeños en masa que en la masa total del átomo su aporte no es perceptible.
- Los átomos son neutros, es decir, presentan la misma cantidad de protones y de electrones.

ACTIVIDAD 1

1. Dibuja en tu cuaderno la imagen del átomo y completa cada una de sus partes, especificando el símbolo y la carga:
2. ¿Cómo se define átomo?
3. ¿Qué características tiene el átomo según Dalton?
4. Escribe las semejanzas y diferencias entre el modelo atómico de Thomson y el modelo atómico de Rutherford
5. ¿Qué características posee el modelo atómico de Bohr?



Al describir un átomo se mencionan algunas de sus propiedades más importantes, entre las que se encuentra el número atómico y la masa atómica. A continuación explicaremos cada una de estas magnitudes.

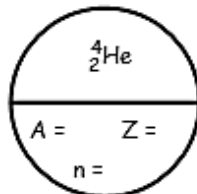
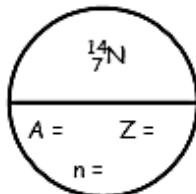
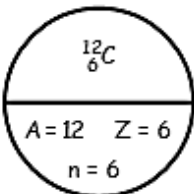
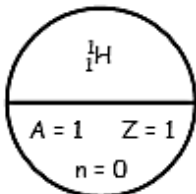
**Número atómico (Z):** Indica el número de protones presentes en el núcleo y se representan con la letra Z. Dado que la carga de un átomo es neutra, el número de protones debe ser igual al número de electrones, por lo que Z también indica cuántos electrones posee un átomo. Por ejemplo, el átomo de carbono, tiene un núcleo compuesto por seis protones que son neutralizados por seis electrones orbitando alrededor. De esta manera su número atómico es Z= 6. Cada elemento tiene un número atómico característico, así que todos los átomos de un mismo elemento tendrán el mismo Z y esto permite diferenciar los átomos de diferentes elementos (intenta buscar el número atómico en tu tabla periódica).

**Masa atómica (A):** Se representa con la letra A y hace referencia a la cantidad de protones y neutrones que hay en el núcleo de un átomo. Por ejemplo: el átomo de sodio contiene 11 protones y 12 neutrones en su núcleo. Esto significa que su masa atómica (A) es igual a 23, es decir, la suma de 11 protones y 12 neutrones así: **A = Z + N** (N son los neutrones y se hallan restando el número atómico del número de masa)

**Isótopos:** Son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones. Por ejemplo, todos los átomos de carbono tienen 6 protones, pero pueden presentar 3 isotopos de masa atómica 12, 13 y 14, por tener diferentes cantidades de neutrones entre sí. Para representar los diferentes isotopos de un átomo, se escribe el símbolo del elemento y se coloca al lado izquierdo como un exponente el número de masa del isotopo y como un subíndice el número atómico. Por ejemplo

Carbon 12		Carbon 13	
número atómico	6	número atómico	6
masa atómica	12	masa atómica	13
	protones = 6 neutrones = 6		protones = 6 neutrones = 7

**ACTIVIDAD 2** Completa los espacios en blanco, para dar los valores de A, Z y N de los elementos nitrógeno y helio (N y He).



GUIATE DE ESTOS EJEMPLOS PARA DESARROLLAR LA ACTIVIDAD 1



COMPLETA CON LOS VALORES CORRECTOS



NOMBRE DEL ESTUDIANTE: \_\_\_\_\_

### ACTIVIDAD 3

Para cada uno de los átomos indicados, identifica el número de protones, electrones y neutrones. Con ayuda de la tabla periódica, identifica también a que elemento pertenecen (la tabla periódica esta organizada por números atómicos, para saber a que elemento corresponden solo debes encontrar el número atómico en la tabla periodica)

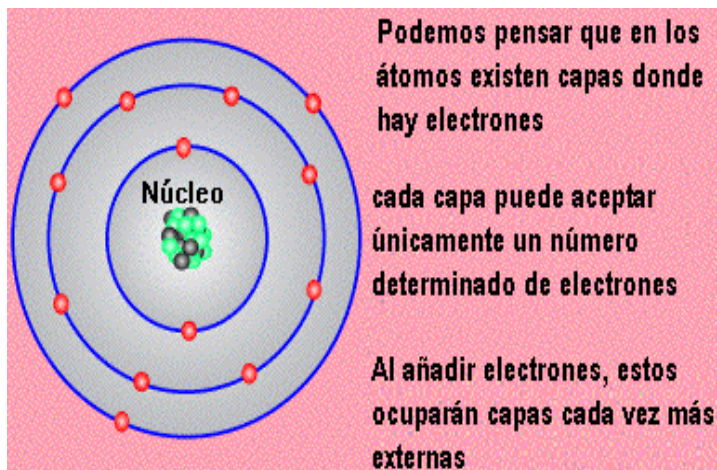
56	X	24	X
26		12	
22	X	39	X
10		19	

### MODELO ATÓMICO ACTUAL: MODELO MECÁNICO-CUÁNTICO

Con los nuevos aportes se estableció el modelo actual, llamado modelo mecánico cuántico. Este modelo tiene algunos principios o elementos importantes, entre ellos:

- **La dualidad de la materia.** En 1924, el físico francés Louis de Broglie (1892-1987) enunció el principio de que toda partícula en movimiento lleva asociada una onda. Por tanto, el movimiento de un electrón se debe explicar como partícula y como onda.
- **La ecuación de onda.** En 1926, el físico austríaco Erwin Schrödinger (1867-1961) consideró que la trayectoria definida por Bohr para el electrón debía sustituirse por "la probabilidad de encontrarlo en una región espacial llamada orbital". En otras palabras, por medio de esta ecuación se delimitan regiones en el espacio que corresponden más o menos a los orbitales establecidos por Bohr, pero que designan las zonas en las cuales la probabilidad de hallar un electrón, en un momento dado, es muy alta.
- **El principio de incertidumbre.** En 1927, el físico alemán Werner Heisenberg (1901-1976) concluyó que, dado que el electrón se define como onda y como partícula, no podemos determinar su posición y velocidad simultáneamente.

### CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA



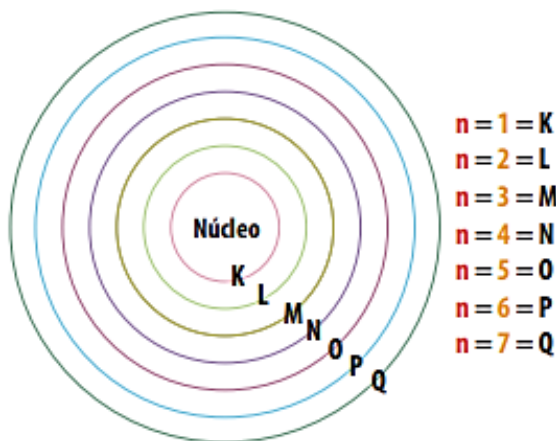
El átomo se divide en dos partes: el núcleo y la corteza. El núcleo, a su vez, está formado por neutrones (con carga neutra) y protones (con carga positiva). La corteza, sin embargo, está formada únicamente por electrones (con carga negativa). La configuración electrónica es el modo en que los electrones de un átomo se organizan alrededor del núcleo. En otras palabras, y de acuerdo con el modelo de Bóhr, la configuración electrónica nos indica en qué niveles y subniveles de energía se encuentran los electrones de un átomo. En un átomo, los electrones están girando alrededor del núcleo formando capas. En cada una de ellas, la energía que posee el electrón es distinta. Entender como se distribuyen los electrones es importante, pues de ello depende las diferentes propiedades de la materia, es por esto que un átomo de oxígeno tiene propiedades diferentes a la de un átomo de carbono o a uno de oro.

Para entender como se organizan los electrones en un átomo debemos conocer los números cuánticos. Pues ellos describen los orbitales (lugares en el espacio en el cual se organizan los electrones).

**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)
- ✓ 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.





**PERIODO DE TRABAJO: DEL 27 DE SEPTIEMBRE HASTA EL 3 DE DICIEMBRE DE 2021**

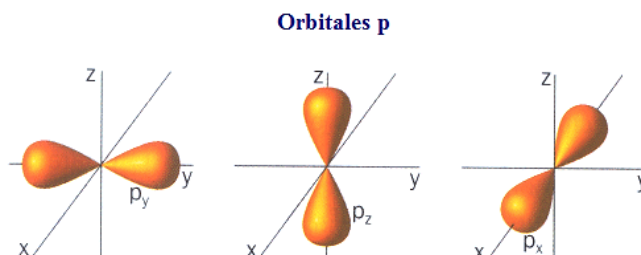
**NOMBRE DEL ESTUDIANTE:** \_\_\_\_\_

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.

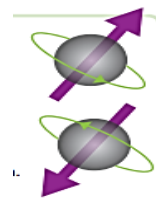
**Número cuántico secundario o azimutal (l):** Cada nivel de energía está constituido por uno o varios subniveles de energía que se representan con las letras **s, p, d y f**. Por último, cada subnivel puede contener un número máximo de electrones así: s = 2 electrones, p = 6 electrones, d = 10 electrones y f = 14 electrones. Esto es porque cada orbital puede contener máximo 2 electrones, pero, por ejemplo, el orbital p tiene 3 formas en el espacio, cada una de ellas puede contener 2 para un total de 6 electrones. Como se muestra en la figura.

Subnivel	Símbolo	Max e-
Sharp	s	2
Principal	p	6
Difuso	d	10
Fundamental	f	14

**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. Observa en la imagen, que para el subnivel p existen 3 orbitales que serían  $p_y$ ,  $p_x$ ,  $p_z$ . Así las cosas, el subnivel s tiene solo 1 orbital, d tiene 5 y f tiene 7



**Número cuántico de spin (ms):** 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.



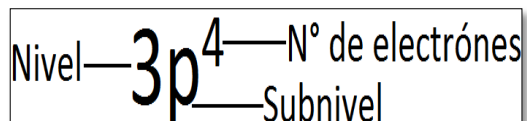
## ACTIVIDAD 4

Con base en la lectura sobre los números cuánticos, completa el siguiente cuadro (utiliza hojas de block) y responde las preguntas.

Número cuántico	Que indica
Número cuántico principal (n)	
Número cuántico secundario	
Número cuántico magnético	
Número cuántico de spin	

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 d?
3. Indique el número máximo de electrones el subnivel p

Ahora ya conocemos los números cuánticos (son como la dirección para encontrar un electrón en el átomo). Pero los electrones no se acomodan en cualquier parte, ellos se van acomodando primero en los lugares de menor energía y a medida que se llenan, se ubican en el siguiente. Para conocer cual es el orde de energía se utiliza el diagrama de Moeller. Los números del 1 al 7 indican el nivel de energía; las letras minúsculas s, p, d, f representan los subniveles y los exponentes, el número máximo de electrones que puede albergar cada subnivel: el subnivel s puede contener máximo 2 electrones, en el subnivel p caben 6, en el d caben 10 y en el f caben 14.



### EJEMPLOS:

Realiza la configuración electrónica de los siguientes átomos:

**a) Sodio (Na),  $Z = 11$**



PERIODO DE TRABAJO: DEL 27 DE SEPTIEMBRE HASTA EL 3 DE DICIEMBRE DE 2021

NOMBRE DEL ESTUDIANTE: \_\_\_\_\_

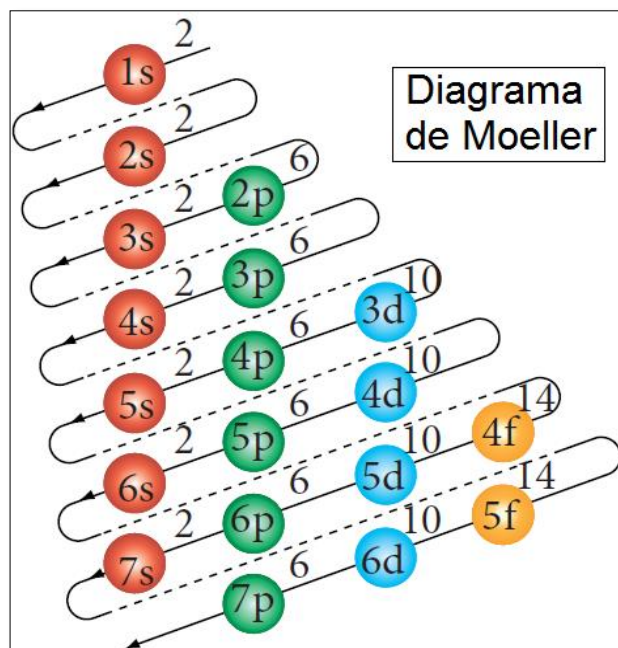
**Solución:** Para hacer la configuración electrónica del sodio (Na), tenemos que basarnos en el **diagrama de Moeller** (imagen).

El ejercicio nos dice que el (Na) tiene un **Z = 11**, esto quiere decir que el sodio tiene 11 electrones.

Luego para hacer la configuración electrónica del sodio, seguimos el camino en zig zag que se muestra en el diagrama de Moeller comenzando siempre por el  $1s^2$ , luego continuamos el camino y escogemos el  $2s^2$ ,  $2p^6$ ,  $3s^1$ . La idea es ir sumando los exponentes de los subniveles (el numero de arriba), hasta que de 11, en este caso:  $2 + 2 + 6 + 1 = 11$

Por tanto la configuración electrónica del sodio es:

**Na** =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  (observa que el  $3s^2$  no se llena totalmente, porque no faltan 2 electrones sino uno para llegar a 11)



### b) Arsénico (As), Z = 33

**Solución:** El ejercicio nos dice que el (As) tiene un **Z = 33**, esto quiere decir que el arsénico tiene 33 electrones.

Luego para hacer la configuración electrónica del arsénico, seguimos el camino en zig zag que se muestra en el **diagrama de Moeller** comenzando siempre por el  $1s^2$ , luego continuamos el camino y escogemos el  $2s^2$ ,  $2p^6$ ,  $3s^2$ ,  $3p^6$ ,  $4s^2$ ,  $3d^{10}$ ,  $4p^3$ . La idea es ir sumando los exponentes de los subniveles, hasta que de 33, en este caso:  $2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 3 = 33$

Por tanto la configuración electrónica del arsénico es:

**As** =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

### c) Cloro (Cl), Z = 17

**Solución:** El ejercicio nos dice que el (Cl) tiene un **Z = 17**, esto quiere decir que el arsénico tiene 17 electrones.

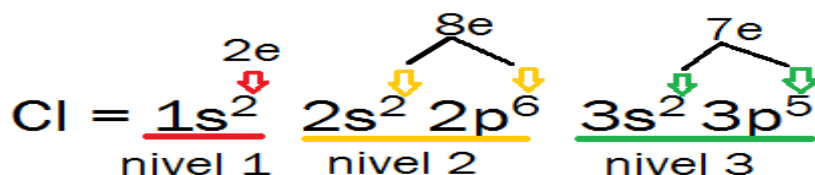
Luego para hacer la configuración electrónica del cloro, seguimos el camino en zig zag que se muestra en el **diagrama de Moeller** comenzando siempre por el  $1s^2$ , luego continuamos el camino y escogemos el  $2s^2$ ,  $2p^6$ ,  $3s^2$ ,  $3p^5$ . La idea es ir sumando los exponentes de los subniveles, hasta que de 17, en este caso:  $2 + 2 + 6 + 2 + 5 = 17$

Por tanto la configuración electrónica del cloro es:

**Cl** =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

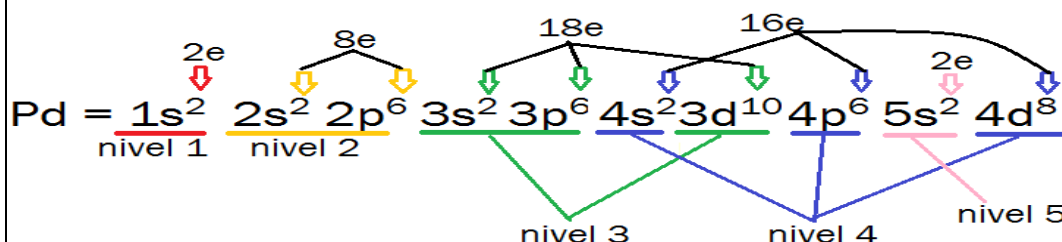
Gracias a la configuración electrónica podemos determinar el número de electrones de valencia, que es el número de electrones que hay en el último nivel de energía ocupado:

**EJEMPLO 1:** Cloro (Cl) = Z = 17



En el nivel 1 hay 2 e<sup>-</sup>  
En el nivel 2 hay 8 e<sup>-</sup>  
En el nivel 3 hay 7 e<sup>-</sup>

**EJEMPLO 2:** Paladio (Pd) = Z = 46



En el nivel 1 hay 2 e<sup>-</sup>  
En el nivel 2 hay 8 e<sup>-</sup>  
En el nivel 3 hay 18 e<sup>-</sup>  
En el nivel 4 hay 16 e<sup>-</sup>  
En el nivel 5 hay 2 e<sup>-</sup>

Para mayor información consulta los siguientes enlaces: [https://www.youtube.com/watch?v=alvZ\\_pCkKNI](https://www.youtube.com/watch?v=alvZ_pCkKNI)  
<https://www.youtube.com/watch?v=hfqNvs5VCiY>



NOMBRE DEL ESTUDIANTE: \_\_\_\_\_

ACTIVIDAD 5

1. Realiza la configuración electrónica de los siguientes átomos e indica los electrones que poseen por niveles de energía:

Mg = Z = 12      P = Z = 15      Cu = Z = 17      Cl = Z = 29      Kr = Z = 36      S = Z = 16      Ag = Z = 47

2. La configuración electrónica del átomo de un elemento es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$   
Responde:

a. ¿Cuántos electrones tiene el átomo?    b. ¿Cuántos niveles de energía presenta dicho átomo?

LA TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS.

1 H Hidrógeno																	2 He Helio						
3 Li Litio	4 Be Berilio																	5 B Boro	6 C Carbono	7 N Nitrógeno	8 O Oxígeno	9 F Flúor	10 Ne Neón
11 Na Sodio	12 Mg Magnesio																	13 Al Aluminio	14 Si Silicio	15 P Fósforo	16 S Azufre	17 Cl Cloro	18 Ar Argón
19 K Potasio	20 Ca Calcio	21 Sc Escandio	22 Ti Titanio	23 V Vanadio	24 Cr Cromo	25 Mn Manganeso	26 Fe Hierro	27 Co Cobalto	28 Ni Níquel	29 Cu Cobre	30 Zn Zinc	31 Ga Galio	32 Ge Germanio	33 As Arsénico	34 Se Selenio	35 Br Bromo	36 Kr Kriptón						
37 Rb Rubidio	38 Sr Estroncio	39 Y Ytrio	40 Zr Zirconio	41 Nb Niobio	42 Mo Molibdeno	43 Tc Tecnecio	44 Ru Rutenio	45 Rh Rodio	46 Pd Paladio	47 Ag Plata	48 Cd Cadmio	49 In Indio	50 Sn Estado	51 Sb Antimonio	52 Te Telurio	53 I Yodo	54 Xe Xenón						
55 Cs Cesio	56 Ba Bario	57-71 La-Lu Lantánidos	72 Hf Hafnio	73 Ta Tantalio	74 W Wolframio	75 Re Reni	76 Os Osmio	77 Ir Iridio	78 Pt Platino	79 Au Oro	80 Hg Mercurio	81 Tl Talio	82 Pb Plomo	83 Bi Bismuto	84 Po Polonio	85 At Astatina	86 Rn Radón						
87 Fr Francio	88 Ra Radio	89-103 Ac-Lr Actínidos	104 Rf Rutherfordio	105 Db Dubnio	106 Sg Seaborgio	107 Bh Bohrio	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerio	110 Ds Darmstadtio	111 Rg Roentgenio	112 Cn Copernicio	113 Nh Nihonio	114 Fl Flerovio	115 Mc Moscovio	116 Lv Livermorio	117 Ts Teneso	118 Og Oganesson						
57 La Lantano	58 Ce Cerio	59 Pr Praseodimio	60 Nd Neodimio	61 Pm Prometio	62 Sm Samario	63 Eu Europio	64 Gd Gadolinio	65 Tb Terbio	66 Dy Dysprosio	67 Ho Holmio	68 Er Erbio	69 Tm Terencio	70 Yb Yterbio	71 Lu Lutecio									
89 Ac Actinio	90 Th Torio	91 Pa Protactinio	92 U Uranio	93 Np Neptunio	94 Pu Plutonio	95 Am Americio	96 Cm Curcio	97 Bk Berkelio	98 Cf Californio	99 Es Einsteinio	100 Fm Fermio	101 Md Mendelevio	102 No Nobelio	103 Lr Lawrencio									

La tabla periódica contiene a los elementos químicos, ordenados de acuerdo a su número atómico. Nos permite obtener información importante de cada uno de los elementos químicos, ya sea sus propiedades o estructura interna.

En total se conocen 118 elementos que forman toda la materia que conoces. Algunos de esos 118 elementos se encuentran en la naturaleza formando parte de compuestos o bien como sustancias puras. Otros elementos fueron sintetizados artificialmente.

A principios del siglo XIX solo se conocían cerca de 33 elementos químicos, a medida que se iban descubriendo nuevos elementos, los científicos se preocuparon en ordenarlos y clasificarlos de acuerdo a diversos criterios. Muchas clasificaciones fueron adoptadas antes de llegar a la tabla periódica que hoy utilizamos.

HISTORIA DE LA TABLA PERIÓDICA



A. Jacobo Berzelius (1813)

Químico sueco, introdujo los actuales símbolos químicos, por ello es considerado el padre de los símbolos químicos. Además, clasificó a los elementos químicos en electropositivos y electronegativos.

Metales: elementos electropositivos

No metales: elementos electronegativos.



B. Johan Dobereiner (Triadas)

Químico alemán, en 1829 clasificó a los elementos químicos tomando en cuenta a su masa atómica (mA) ordenó los elementos químicos en grupo de 3 en 3 llamándolos “triadas”.



C. John Newlands (Octavas)

Químico inglés que en 1864 ordenó a los elementos químicos en grupos de 7 en 7, llamándolos “octavas”, para ello tomó en cuenta las masas atómicas, donde el octavo elemento y el primero tenían propiedades semejantes.



**Dimitri Mendeleiev (Padre de la tabla periódica)** Químico ruso, considerado el padre de la tabla periódica, en 1869 clasificó a los elementos (63) según sus masas atómicas, ordenándolos en series (filas) y grupos (columnas). Esta clasificación es conocida como la tabla periódica corta porque tenía 8 grupos y 12 filas (series). Al dejar ciertos casilleros vacíos, predijo la existencia de nuevos elementos y sus propiedades físicas y químicas, como el escandio (Eka boro) galio (Eka aluminio) germanio (Eka silicio).



Henry Moseley (Ley Periódica)

Químico inglés quien 1914, luego de realizar experimentos con rayos X, estableció que los números atómicos Z son la base para las relaciones periódicas de los elementos. Estableció la ley periódica moderna: “Las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos”.



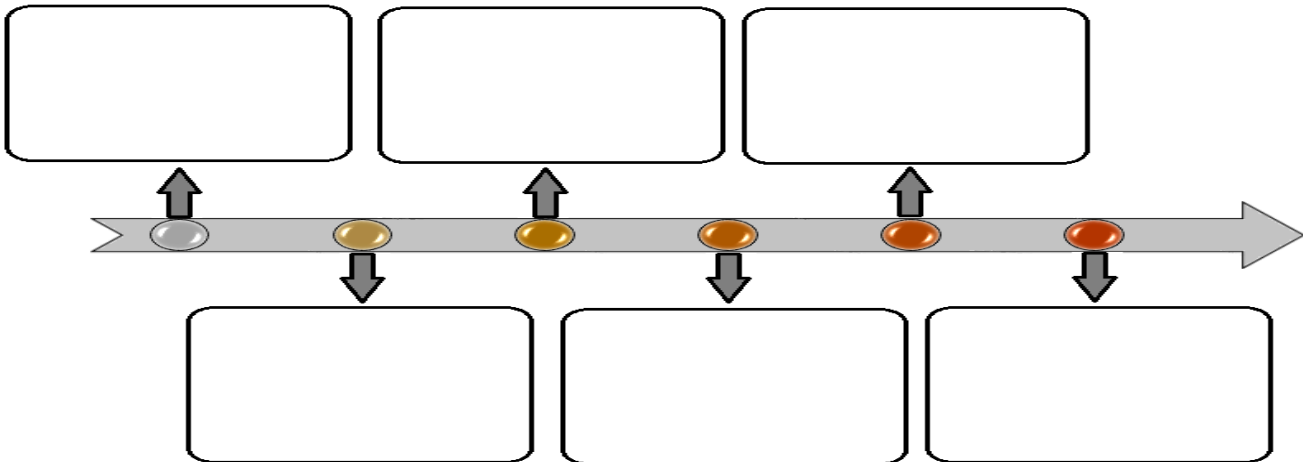
NOMBRE DEL ESTUDIANTE: \_\_\_\_\_



Alfred Werner (Diseño la tabla periódica actual)

Químico Suizo, diseño la tabla periódica actual, tomando como base la ley periódica de Moseley, y la distribución electrónica de los elementos y la tabla de Mendeleiev.

ACTIVIDAD 6 Completa la siguiente línea de tiempo escribiendo en el recuadro los nombres de los científicos y su aporte más importante en la construcción de la tabla periódica



ESTRUCTURA DE LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL

La tabla periódica actual (TPA) fue diseñada por Werner en ella se agrupa a los elementos químicos en orden creciente respecto a su número atómico (Z).

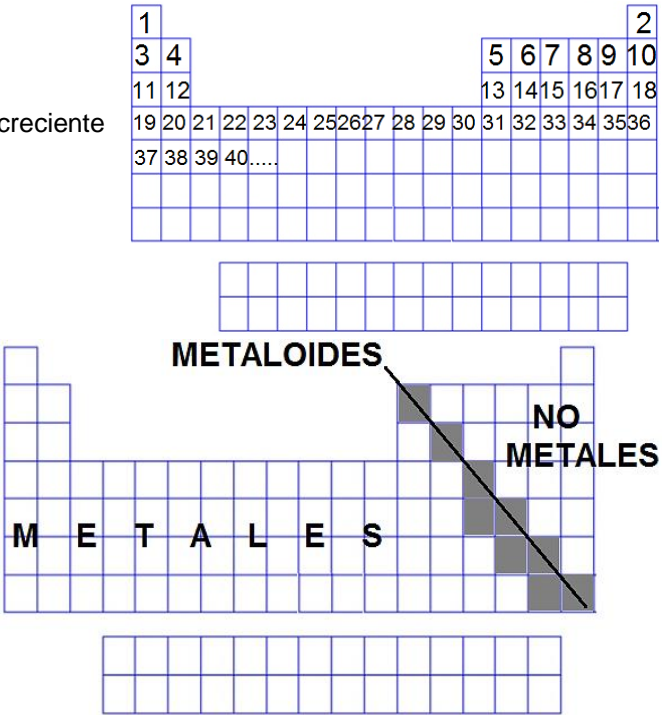
La tabla periódica clasifica, organiza y distribuye a los elementos químicos de acuerdo a sus propiedades y características, permitiéndonos conocer datos importantes de los distintos elementos químicos.

GRUPOS (18)																																																								
PERIODO (7)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																						
	1																																																							
	2																																																							
	3																																																							
	4																																																							
	5																																																							
	6																																																							
	7																																																							
<table><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>																																																								

CARACTERÍSTICAS DE LA TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica presenta las siguientes características:

- Los elementos químicos están ordenados en función al orden creciente a su número atómico (Z), de izquierda a derecha.
- Según sus propiedades físicas y químicos, existen tres tipos de elementos metales no metales y metaloides (semimetales). Estos se ubican como lo puedes ver en la siguiente imagen:



- En la tabla periódica existen 7 filas llamadas periodos y 18 columnas divididas en dos grupos: A y B, cada uno con 8 familias



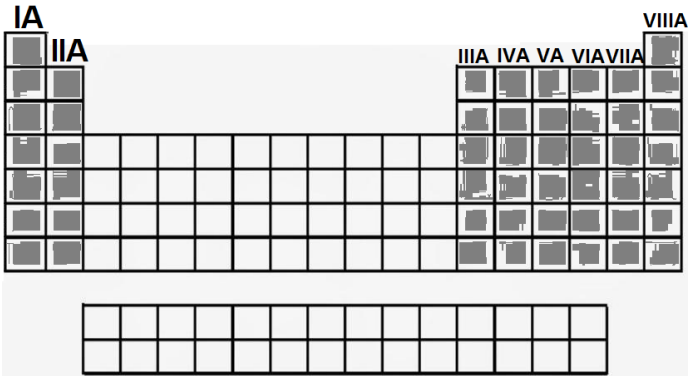


NOMBRE DEL ESTUDIANTE: \_\_\_\_\_

Grupos o familias de elementos

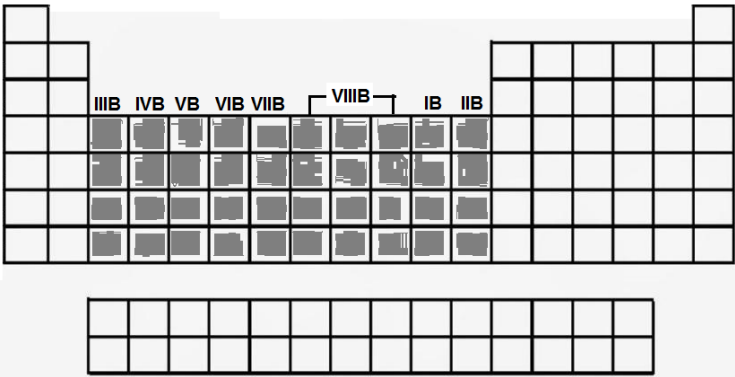
1. Grupo A: elementos representativos

- IA: Alcalinos: Li, Na, K
- II A: Alcalinos térreos: Be, Mg, Ca
- III A: Térreos (Boroides): B, Al
- IV A: Carbonoides: C, Si
- VA: Nitrogenoides: N, P
- VI A: Calcógenos (Anfígenos): O, S, Se
- VII A: Halógenos: F, Cl, Br, I
- VIII A: Gases nobles: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn



2. Grupo B: elementos de transición

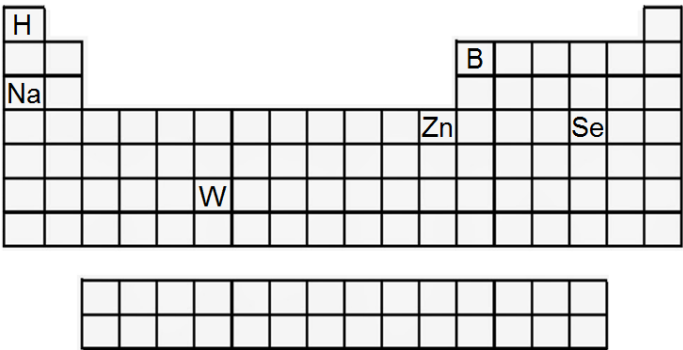
Presenta 8 grupos B (desde IB hasta el VIII B)



ACTIVIDAD 7

En el siguiente esquema de la tabla periódica se han escrito los símbolos de algunos elementos. De acuerdo a esa información responde las preguntas

- A. ¿Cuál es el periodo y su grupo al que pertenecen los elementos mostrados en la tabla anterior?
- B. ¿Cuál de los elementos mostrados en la tabla anterior son metal, cuales son no metal y cuales son metaloide?

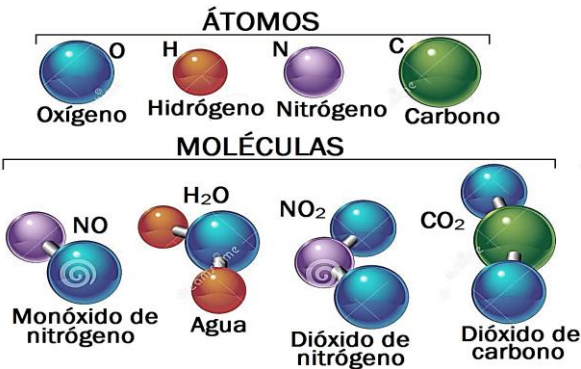


Tema: ENLACE QUÍMICO

El año anterior aprendiste que nuestro universo tangible está formado por átomos que podemos encontrar organizados en la tabla periodica. Este año vamos a aprender la forma como esos átomos se unen unos a otros formando todos los diferentes compuestos que existen. Pensemos la siguiente pregunta: ¿De qué forma se unen los átomos para formar los millones y millones de moléculas y compuestos diferentes que existen?

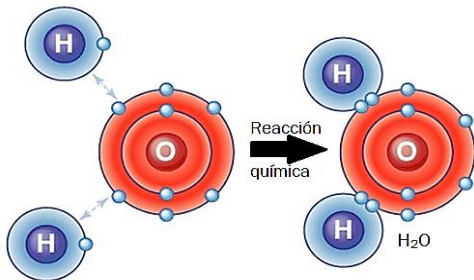
Los átomos de los elementos químicos casi siempre se presentan unidos en forma de moléculas. La molécula es la partícula más pequeña en que se puede dividir un compuesto sin que pierda sus propiedades características.

Los elementos químicos, con muy pocas excepciones, tienen la propiedad de combinarse entre si formando sustancias llamadas compuestos. Las moléculas de los compuestos están formadas por átomos de diferentes elementos químicos. Los compuestos son el producto de la combinación o reacción química entre moléculas de diferentes sustancias.





NOMBRE DEL ESTUDIANTE: \_\_\_\_\_

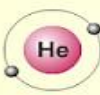



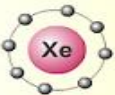



El hecho fundamental de la química es que los elementos como el hidrogeno, el carbono y el oxígeno, por ejemplo, se combinan formando compuestos como el agua y el dióxido de carbono. El producto de estas combinaciones son sustancias con propiedades químicas y físicas completamente diferentes a la de los elementos que las constituyen. La unión de los átomos en las moléculas de los compuestos se efectúa por medio de los enlaces químicos.

### ENLACE QUÍMICO

Los enlaces químicos son uniones que se establecen entre átomos para formar moléculas o compuestos con características propias que permiten identificarlos. Las propiedades de la nueva sustancia formada dependen de los átomos que las constituyen y del tipo de enlace que los une. De igual manera, la estabilidad del enlace depende especialmente de los electrones del nivel externo, que se les llama **electrones de valencia**. Para que el enlace se realice, los átomos deben acercarse, hasta que sus electrones de valencia puedan interactuar y reordenarse, de manera que logren una mayor estabilidad que cuando están separados.

Para entender como se unen los átomos, tenemos que hablar un poco sobre los gases nobles.

$^2\text{He}$ 4,00 Helio	$^{10}\text{Ne}$ 20,18 Neón	$^{18}\text{Ar}$ 39,95 Argón	$^{36}\text{Kr}$ 83,80 Criptón	$^{54}\text{Xe}$ 131,29 Xenón	$^{86}\text{Rn}$ (222) Radón
					

Los gases nobles se caracterizan porque son los únicos elementos que se encuentran en la naturaleza como átomos aislados, lo cual se debe a su configuración electrónica, pues todos, a excepción del helio, tienen 8 electrones en su último nivel. Esta característica es responsable de su estabilidad. Los átomos se unen para formar agrupaciones atómicas, porque dichos agrupaciones son más estables que los átomos aislados, es decir que los átomos se unen para alcanzar una estabilidad mayor, parecida a los gases nobles. Se concluye que los átomos tienen una mayor estabilidad energética cuando tienen 8 electrones en su último nivel de energía. Esto se conoce como ley del octeto. Existen limitaciones en esta ley, especialmente en moléculas donde hay más de ocho electrones de valencia. También está la excepción del hidrógeno, pues este se vuelve estable al ceder su unico electrón o al ganar un electrón más.

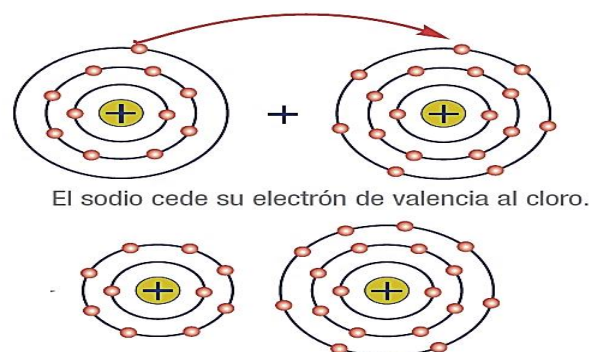
### Clases de enlace químico

Básicamente existen dos formas de que los átomos adquieran una estabilidad, los cuales corresponden con dos clases de enlace químico: el **enlace iónico** y el **enlace covalente**.

**El enlace iónico:** es el enlace que se forma entre átomos poco electronegativos (que ceden electrones) y átomos muy electronegativos (que capturan electrones). Debido a ello, uno de los átomos pierde electrones, formando un catión (átomo con carga positiva), y el otro gana electrones, formando un anión (átomo con carga negativa), estableciéndose una fuerza electrostática que los enlaza y da origen a los compuestos iónicos. Debe existir una diferencia de electronegatividad, entre los átomos, igual o mayor a 1,7

Ejemplo:

El cloro (Cl), elemento electronegativo, por tener 7 electrones en su último nivel, tendera a capturar el electrón situado en el último nivel del átomo de sodio (Na), que es un elemento poco electronegativo, y querrá desprenderse de él. El sodio (Na) cede su electrón al cloro (Cl), ambos se convierten en iones, cumplen la regla del octeto y se mantienen unidos mediante fuerzas de atracción electrostáticas, formando el compuesto iónico cloruro de sodio o sal de cocina (NaCl).



El sodio cede su electrón de valencia al cloro.

El sodio se convierte en el catión  $\text{Na}^+$  y el cloro en el anión  $\text{Cl}^-$ .

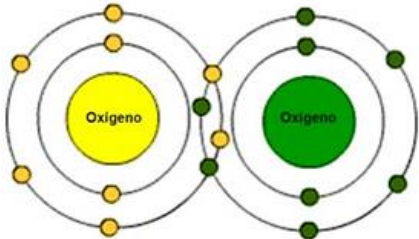
**El enlace covalente** es el enlace que se forma entre átomos que tienen electronegatividades similares o iguales, de tal manera que los átomos comparten pares de electrones de su último nivel para alcanzar la estabilidad. Cuando dos de dichos átomos se acercan, ninguno de ellos cede electrones, sino que los comparten hasta llegar a 8 cada uno.



NOMBRE DEL ESTUDIANTE: \_\_\_\_\_

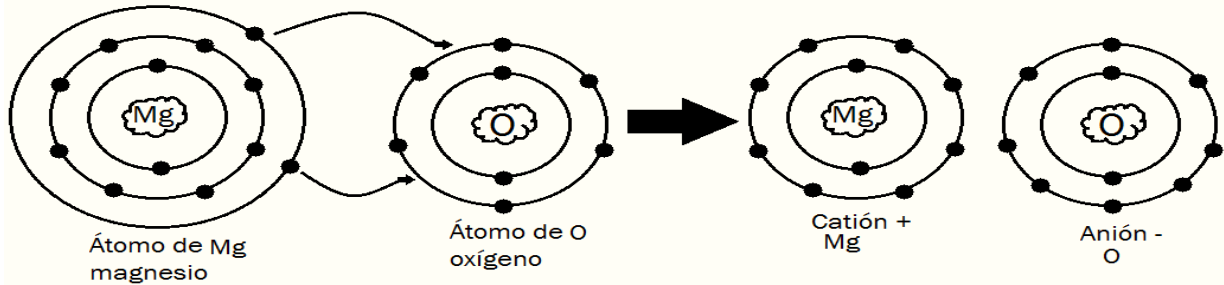
En este enlace, no hay formación de iones y se presenta principalmente entre los no metales. Los electrones compartidos en un enlace covalente pertenecen a ambos átomos.

Ejemplo:  
Un ejemplo de enlace covalente, es el que se da entre dos átomos de oxígeno, al formar la molécula O<sub>2</sub>. El átomo de oxígeno tiene 6 electrones en su último nivel de energía. Para conseguir 8 electrones en su último nivel, dos electrones de cada átomo son compartidos por el contrario, como se muestra en la imagen.



ACTIVIDAD 8

1. Observa la siguiente imagen, luego responde las preguntas que están a continuación:



- A. ¿Qué átomo cede los electrones? \_\_\_\_\_
- B. ¿Qué átomo recibe los electrones? \_\_\_\_\_
- C. ¿Qué clase de enlace forman los átomos de Mg y O? \_\_\_\_\_
2. Para que dos átomos formen un enlace covalente, su diferencia de electronegatividad debe ser menor a 1,7; es decir, que para saber si dos átomos forman un enlace covalente solo hay que restar los valores de sus electronegatividades y, si la respuesta es menor a 1,7, entonces forman un enlace covalente.

ACTIVIDAD 9

OBSERVA EL SIGUIENTE EJEMPLO Y COMPLETA LA TABLA:

Elemento 1	electronegatividad	Elemento 2	electronegatividad	Diferencia	Mayor o menor a 1,7?	Forman o no forman enlace covalente?
Oxigeno	3,5	Boro	2	3,5 - 2 = 1,5	1,5 menor a 1,7	Si forman enlace covalente
Oxigeno	3,5	Cromo	1,6	3,5 - 1,6 = 1,9	1,9 mayor a 1,7	No forman enlace covalente
Oxigeno	3,5	calcio	1			
Nitrógeno	3	Carbono	2,5			
Cloro	3	Fosforo	2,1			
Carbono	2,5	Hidrógeno	2,1			
Flúor	4	Sodio	0,9			

3. Consulta las propiedades de los compuestos iónicos y covalente y elabora una tabla comparativa.