



# CLASE NÚMERO 3 : FORMACIÓN DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS

Docente: Camila Rodríguez  
Curso: 1ºA –B



# Objetivo : ( Clase 3 correspondiente a la tercera semana)

- 1- Caracterizar los compuestos químicos según enlace químico presente (enlace iónico, covalente)

# ¿Cómo se encuentran ordenados los elementos químicos?

La imagen muestra una tabla periódica de los elementos. El elemento Hierro (Fe) está destacado en un cuadro verde. Se indican sus propiedades con flechas:

- NÚMERO ATÓMICO: 26
- PESO ATÓMICO: 55.8
- SÍMBOLO: Fe
- NOMBRE DEL ELEMENTO: HIERRO

PERÍODO	GRUPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1		1 H HIÓROGENO																	2 He HELIO
2		3 Li LITIO	4 Be BERILIO											5 B BORO	6 C CARBONO	7 N NITRÓGENO	8 O OXÍGENO	9 F FLUOR	10 Ne NEÓN
3		11 Na SODIO	12 Mg MAGNESIO											13 Al ALUMINIO	14 Si SILICIO	15 P FOSFORO	16 S AZUFRE	17 Cl CLORO	18 Ar ARGÓN
4		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 NIOBEL	29 Cu COBRE	30 Zn ZINC	31 Ga GALIO	32 Ge GERMANIO	33 As ARSENICO	34 Se SELENIO	35 Br BROMO	36 Kr CRIPTON
5		37 Rb RUBIDIO	38 Sr ESTRONCIO	39 Y ITRIO	40 Zr CIRCONIO	41 Nb NIOBIO	42 Mo MOLIBDENO	43 Tc TECNECIO	44 Ru RUTENIO	45 Rh RADIO	46 Pd PALADIO	47 Ag PLATA	48 Cd CADMIO	49 In INDIO	50 Sn ESTAÑO	51 Sb ANTIMONIO	52 Te TELURIO	53 I YODO	54 Xe XENÓN
6		55 Cs CESIO	56 Ba BARIO	57 La LANTANIO	58 Hf HAFNIO	59 Ta TANTALO	60 W WOLFRAMIO	61 Re REMO	62 Os OSMIO	63 Ir IRIDIO	64 Pt PLATINO	65 Au ORO	66 Hg MERCURIO	67 Tl TALIO	68 Pb PLOMBO	69 Bi BISMUTO	70 Po POLONIO	71 At ASTATO	72 Rn RADÓN
7		87 Fr FRANQUIO	88 Ra RADIO	89 Ac ACTINIO	104 Rf RUTHERFORDIO	105 Db DUBNIO	106 Sg SEABORGIO	107 Bh BOHRIO	108 Hs HASSIO	109 Mt METHENIO	110 Ds DARMSDATIO	111 Rg ROENTGENIO	112 Uub UNIBUNIO	113 Uut UNUNTRIO	114 Uuq UNUNQUADRO	115 Uup UNUNPENTIO	116 Uuh UNUNHEXIO	117 Uus UNUNSEPTIO	118 Uuo UNUNOCTIO

- En la tabla periódica
- Para poder representar cada elemento se utiliza símbolos químicos, que son abreviaciones de cada elementos, pero además hay que recordar que se utilizan dos números conocidos como número atómico y número másico.

# Características de la Tabla periódica

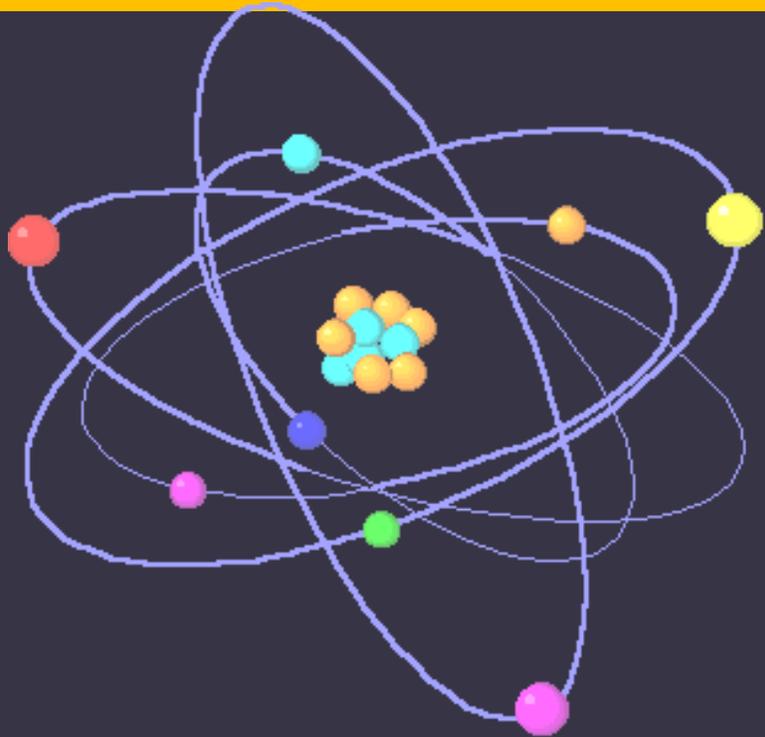
- Se ordena en función del N° atómico (**Z**) .
- Las propiedades periódicas de los elementos , dan origen filas horizontales llamadas PERÍODOS 7 en total y columnas verticales, conocidas como GRUPOS O FAMILIA, 18 en total.
- Los elementos que ocupan un mismo grupo, presentan propiedades químicas y físicas similares.

- Los elementos aparecen ordenados en filas horizontales llamados **períodos** y son **7** en total.

	1											13	14	15	16	17	18	
1	1 H HIDRÓGENO																2 He HELIO	
2	3 Li LITIO	4 Be BERILIO											5 B BORO	6 C CARBONO	7 N NITRÓGENO	8 O OXÍGENO	9 F FLUOR	10 Ne NEÓN
3	11 Na SODIO	12 Mg MAGNESIO	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al ALUMINIO	14 Si SILICIO	15 P FÓSFORO	16 S AZUFRE	17 Cl CLORO	18 Ar ARGÓN
4	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 NIOQUEL	29 Cu COBRE	30 Zn ZINC	31 Ga GALIO	32 Ge GERMANIO	33 As ARSENIKO	34 Se SELENIO	35 Br BROMO	36 Kr CRIPCIÓN
5	37 Rb RUBIDIO	38 Sr ESTRONCIO	39 Y ITRIO	40 Zr CIRCONIO	41 Nb NIOBIO	42 Mo MOLIBDENO	43 Tc TECNICIO	44 Ru RUTENIO	45 Rh RODIO	46 Pd PALADIO	47 Ag PLATA	48 Cd CADMIO	49 In INDIO	50 Sn ESTANO	51 Sb ANTIMONIO	52 Te TELURIO	53 I YODO	54 Xe XENÓN
6	55 Cs CESIO	56 Ba BARIO	57 La LANTANO	72 Hf HAFNIO	73 Ta TANTALIO	74 W WOLFRAMIO	75 Re RENIÓ	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 ASTATO	86 Rn RADÓN
7	87 Fr FRANCIO	88 Ra RADIO	89 Ac ACTINIO	104 Rf RUTHERFORDIO	105 Db DUBNIO	106 Sg SEABORGIO	107 Bh BOHRIO	108 Hs HASSIO	109 Mt MEITNERIO	110 Ds DARMSTADTIO	111 Rg ROENTGENIO	112 Uub UNUNBIO	113 Uut UNUNTRIO	114 Uuq UNUNQUADRO	115 Uup UNUNPENTIO	116 Uuh UNUNHEXIO	117 Uus UNUNSEPTIO	118 Uuo UNUNOCTIO



¿ Por qué se unen los átomos y cómo se unen ?

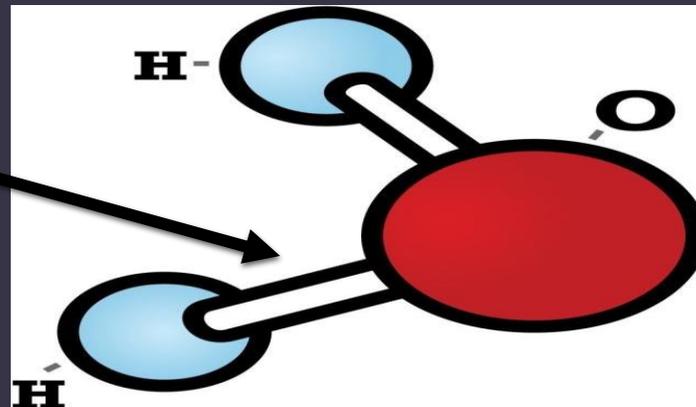


Para alcanzar una situación más estable( menos energética) que cuando están separados .  
Mediante enlaces químicos.

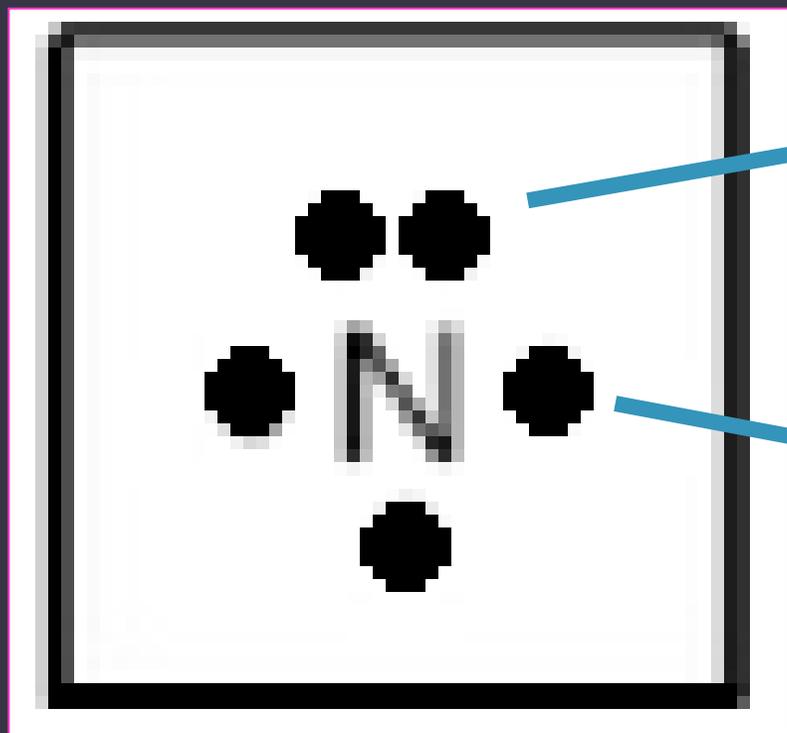
# ¿Qué es un enlace Químico?

- Es un **conjunto de fuerzas** que mantienen unidos a los átomos, iones o moléculas.
- En la formación de un enlace químico sólo participan los **electrones de valencia**.

Enlace químico



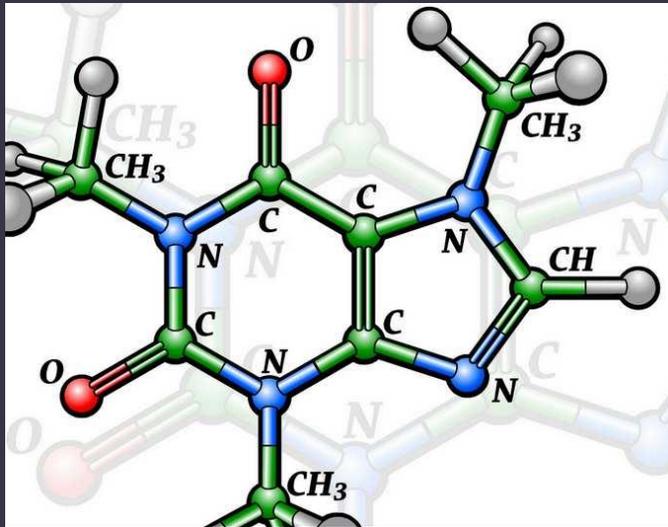
Recordar que la estructura de Lewis es fundamental para formar un enlace químico



Electrones no  
enlazantes

Electrones  
enlazantes

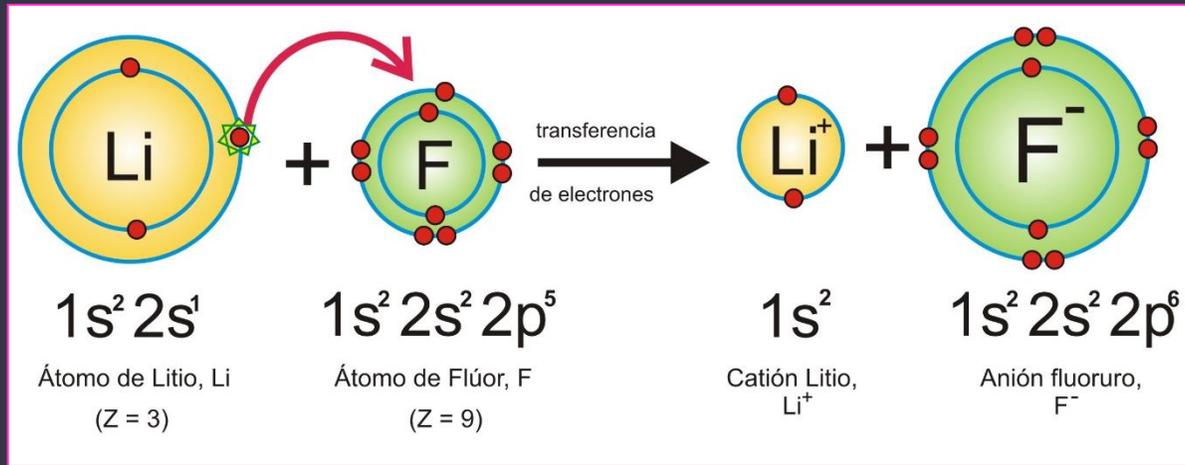
# Clasificación de los Enlaces Químicos



Enlaces iónicos  
Enlaces covalentes

# Enlace Iónico

- Se caracteriza por la **transferencia** de uno o más electrones de valencia de un átomo a otro.
- Se produce entre un **metal** (cede electrones) y un **no metal** (capta electrones).
- El **metal** se transforma en un **catión** y el **no metal** en un **anión**.
- Existe, generalmente, entre los elementos de los grupos **I – A** y **II – A** que se unen con los grupos del **VI – A** y **VII – A** de la tabla periódica .
- Existe una **gran diferencia de electronegatividad** entre los elementos que forman esta unión.



Litio es un metal + Fluor es no metal por lo tanto el Litio es un catión , es decir tiene carga positiva pierde un electrón y el Fluor es un anión , es decir tiene carga negativa , ya que gana el electrón proveniente del litio, con el objetivo de formar el enlace químico iónico.



- Otro ejemplo es la sal de mesa, conocida como cloruro de sodio **NaCl**
- Forma un enlace iónico el Sodio (**Na**) es un **metal** que cede un electrón, es decir es un **catión** y el Cloro (**Cl**) es un **no metal** que capta un electrón, es decir un **anión**.

# Propiedades de los compuestos iónicos

1. Se encuentran en estado sólido a temperatura ambiente.
2. Tienen altos puntos de fusión y ebullición, se requiere el aporte de energía térmica para que cambien de estado.
3. Se disuelven en disolventes polares como el agua.
4. No conducen la electricidad en estado sólido , pero Sí lo hacen cuando están disueltos en agua y cuando están fundidos( debido a que los iones están en movimientos).
5. Son frágiles , es decir, se rompen con facilidad.

# Enlace covalente

- Se caracteriza porque los átomos **comparten** uno o más pares de electrones
- Se produce entre **no metales**.
- Existe, generalmente, entre elementos que están **muy cercanos en la tabla periódica**.
- Los átomos que se unen poseen **electronegatividades muy cercanas**.

# Ejemplos:

a) **Enlace covalente apolar:** se produce entre **no metales iguales** que comparten electrones.

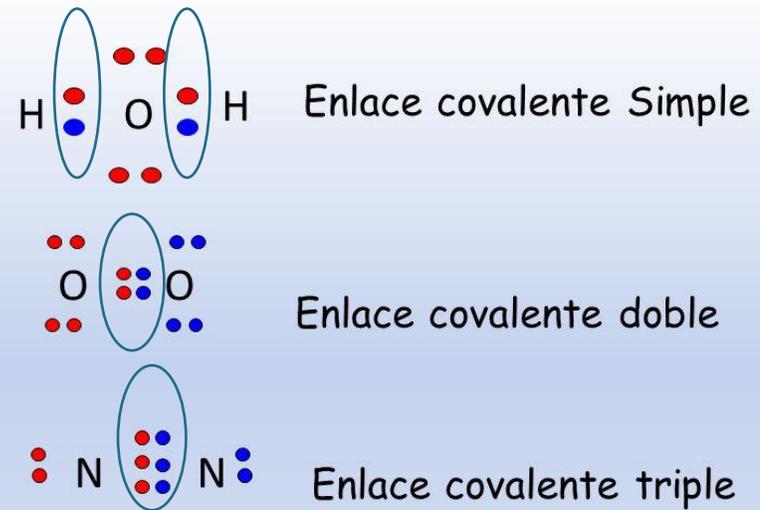
Ejemplos:  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $H_2$ ,  $Cl_2$ , etc

b) **Enlace covalente polar:** se produce entre **no metales distintos** que comparten electrones.

Ejemplos:  $H_2O$ ,  $CO_2$ ,  $HCl$ , etc

# Tipos de enlace covalente

- 1) **Enlace covalente simple:** comparten un par de electrones. En el ejemplo se puede apreciar 2 enlaces simples formados.
- 2) **Enlace covalente doble:** comparten dos par de electrones. En el ejemplo se puede observar 1 enlace doble.
- 3) **Enlace covalente triple:** comparten tres pares de electrones. En el ejemplo se puede observar 1 enlace triple.



# Propiedades de los compuestos covalentes

1. Se pueden encontrar en estado sólido, líquido y gaseoso.
2. Tienen puntos de fusión y ebullición relativamente bajos (inferiores a 100°C)
3. Son solubles en disolventes polares como el agua cuando presentan polaridad como el azúcar o sacarosa.
4. Son malos conductores de calor y de electricidad.
5. En su mayoría son blandos y no presentan resistencia .

# Diferencia de electronegatividad ( $\Delta EN$ )

Este valor permite identificar el tipo de enlace que predomina en un compuesto o molécula química.

<i>Diferencia de electronegatividad</i>	<i>Tipos de enlace</i>
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor de 1.7	Iónico

# Ejemplo para la molécula de HCl

<b>Átomos</b>	<b>Electronegatividad</b>	<b>Diferencia de electronegatividad</b>
<b>H</b>	<b>2.1</b>	<b>3.0 – 2.1</b>
<b>Cl</b>	<b>3.0</b>	<b>0.9</b>
<b>Tipo de enlace</b>		<b>COVALENTE POLAR</b>

# Actividad

- Resolver guía de estudio N° 2
- Debes tomar apuntes de las PPT enviadas en tu cuaderno, anotar objetivo y a la semana que corresponde , estás presentaciones enviadas corresponden a las clases.
- Debes resolver tus guías de estudios.
- El contenido se encuentra en el libro de 8° en la unidad 5 lección 10 para aquellos que tengan dudas me pueden escribir al correo electrónico dado en clases.