

E.E.S.O.Nro.209 "Dr. Dalmacio Vélez Sársfield"

Actividades para el acompañamiento en los días de suspensión de clases

Asignatura: QUÍMICA

Curso: Cuarto Año

Div: "B" y "C"

Profesora: Carina Reschini

Contacto: [reschini\\_carina\\_maria\\_de\\_lujan@santafevirtual.edu.ar](mailto:reschini_carina_maria_de_lujan@santafevirtual.edu.ar) o 3464-581720

Hola!!! ¿Cómo están??? Espero que muy bien... ¿Recuerdan que en los Trabajos Prácticos anteriores habíamos trabajado con la tabla periódica? En especial conocimos las propiedades periódicas... En este trabajo vamos a conocer a las ¡Uniones Químicas! Sólo vamos a trabajar con las uniones iónicas para después, en un próximo trabajo conocer las uniones covalentes. Estas actividades deberán entregarse en la semana del **11 de mayo, vía classroom**, en lo posible formato Word, pdf o mediante fotos.

**Actividad:**

Teniendo en cuenta los contenidos teóricos desarrollados a continuación, resolver la ejercitación propuesta: TP Nro 3: "Uniones o enlaces iónicos" (puedes ayudarte con bibliografía del tema obtenida de distintas fuentes y con el siguiente video: <https://www.youtube.com/watch?v=hd1eTxqozSs>).

**UNIONES QUÍMICAS**

**ESTRUCTURA MOLECULAR:**

En la actualidad se conocen más de tres millones de sustancias químicas distintas, tales como agua, oxígeno, sal, azúcar, sulfato de cobre, cal arena, aceite, dióxido de carbono, metano, butano (gas de garrafas), arena, carbón, cobre; las cuales están constituidas por partículas muy pequeñas, denominadas moléculas, formadas por uno, dos o más átomos, iguales o diferentes, provenientes de menos de un centenar de elementos químicos.

Las diferencias que se observan entre las propiedades de las sustancias se atribuyen a las acciones que ejercen entre sí sus moléculas.

**¿POR QUÉ SE UNEN LOS ÁTOMOS ENTRE SÍ?**

Las ideas actuales para explicar las uniones entre los átomos para formar moléculas tienen su origen en la teoría del octeto electrónico, elaborada en 1916 por los científicos Gilbert Lewis y Walter Kossel y cuyas formulaciones pueden resumirse del siguiente modo:

- ✓ Los gases inertes son estables (no presentan actividad química) por tener su órbita externa completa con ocho electrones, a excepción del helio que satura su única órbita con dos. Sus átomos no se unen entre sí, se encuentran libres e independientes, son estables en sí mismos. Sus moléculas son monoatómicas.
- ✓ Los metales y no metales, con menos de ocho electrones en su última órbita, tienen actividad química. Sus átomos se unen entre sí formando moléculas constituidas por dos o más átomos.

**Resumiendo:** Los átomos ceden, ganan o comparten electrones para adquirir la configuración electrónica del gas inerte más próximo en la Tabla Periódica.

**LA NOTACIÓN DE LEWIS**

Para simplificar la representación de los átomos y teniendo en cuenta que sus características químicas dependen generalmente de los electrones de la última órbita (electrones de valencia), **Lewis** propuso una forma sencilla de representación:

Cada átomo se representa con su símbolo, rodeado de puntos en igual cantidad a los electrones que tiene en su órbita externa.

Ejemplos:

Elemento	Electrones de Valencia	Estructuras de Lewis
Mg	2	Mg:     :Mg <sup>+</sup>
Cl	7	•• ••Cl•• ••
Al	3	•Al•     :Al <sup>+</sup>
O	6	*O*     *O*

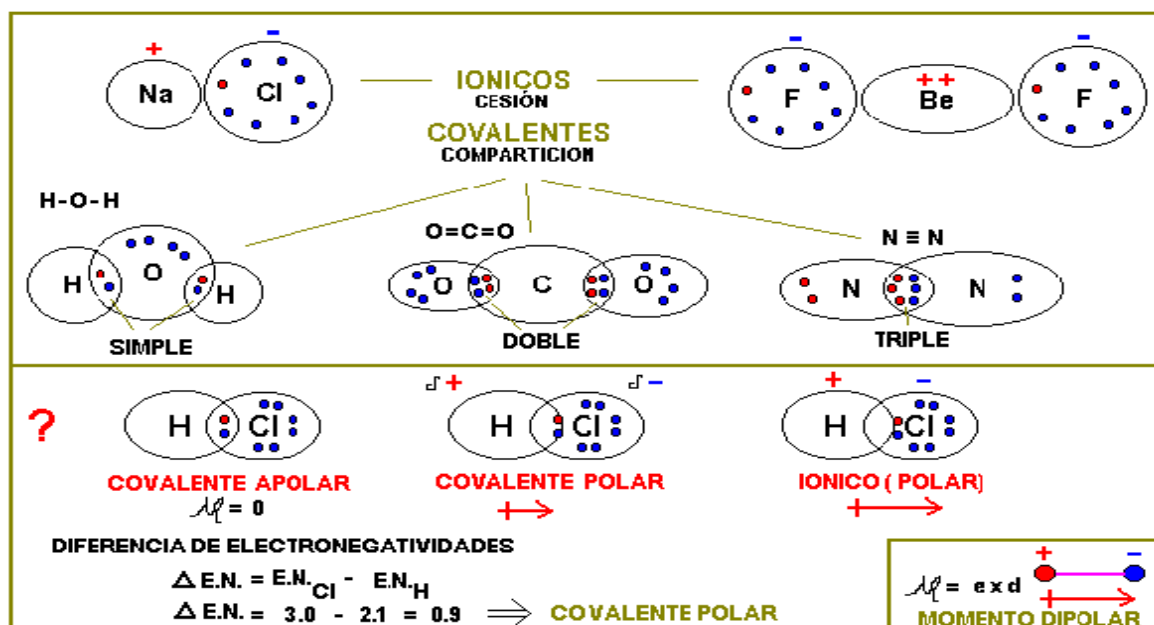
## LAS UNIONES QUÍMICAS

Las atracciones existentes entre los átomos que llevan a la formación de moléculas suelen denominarse enlaces o uniones químicas. En un átomo aislado cada electrón sólo experimenta la influencia del núcleo y de los restantes electrones. En cambio, cuando dos átomos se acercan, los electrones de cada uno también quedan sometidos al influjo del núcleo y de los electrones del otro. Esta interacción origina una atracción entre los átomos que se traduce en un enlace o unión química.

Se llaman uniones químicas o enlaces químicos: al conjunto de fuerzas que mantienen unidos los átomos, iones y moléculas, cuando forman distintas agrupaciones estables.

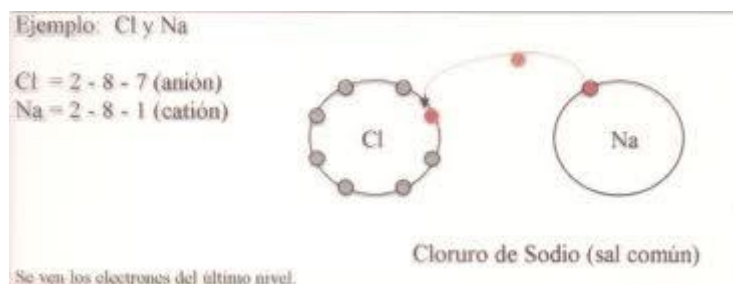
Los átomos se unen de diferentes formas:

- Uniones iónicas.
- Uniones covalentes
- Uniones metálica



## UNIÓN IÓNICA:

Este tipo de unión se presenta corrientemente entre los átomos de un metal y un no metal. Se observa en numerosas sustancias químicas compuestas que se encuentran en la naturaleza, tales como las sales (cloruro de sodio, fluoruro de calcio, bromuro de sodio, ioduro de potasio, sulfuro de hierro (II), cloruro de hierro (III), fluoruro de calcio, sulfuro de sodio, etc).



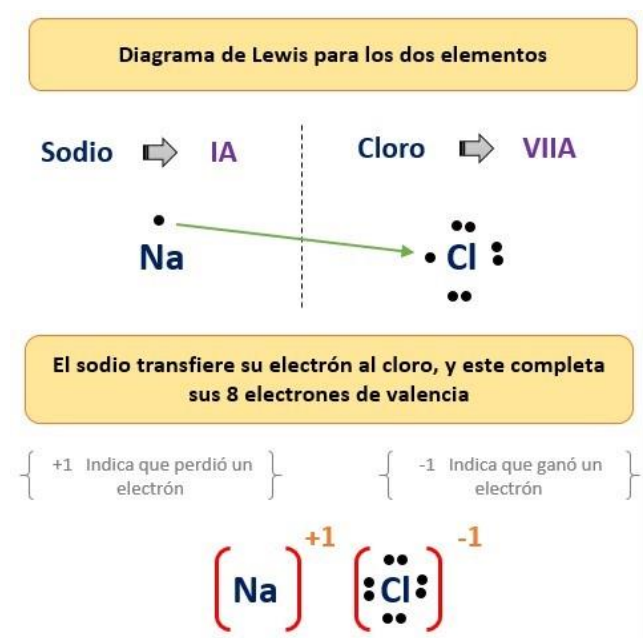
### Ejemplos:

#### a) Cloruro de sodio (Na Cl)

El átomo de sodio (Na) posee un electrón en su último nivel, como es un metal lo pierde Si pierde electrones se queda con más cargas positivas y se trasforma en un ion catión ( $\text{Na}^+$ ).

El átomo de cloro (Cl) posee siete electrones en su último nivel, como es un no metal gana electrones, quedándose con más cargas negativas y completar el último nivel con ocho electrones, transformándose en un ión anión ( $\text{Cl}^{1-}$ )

La representación de la unión del sodio con el cloro utilizando la estructura de Lewis es:

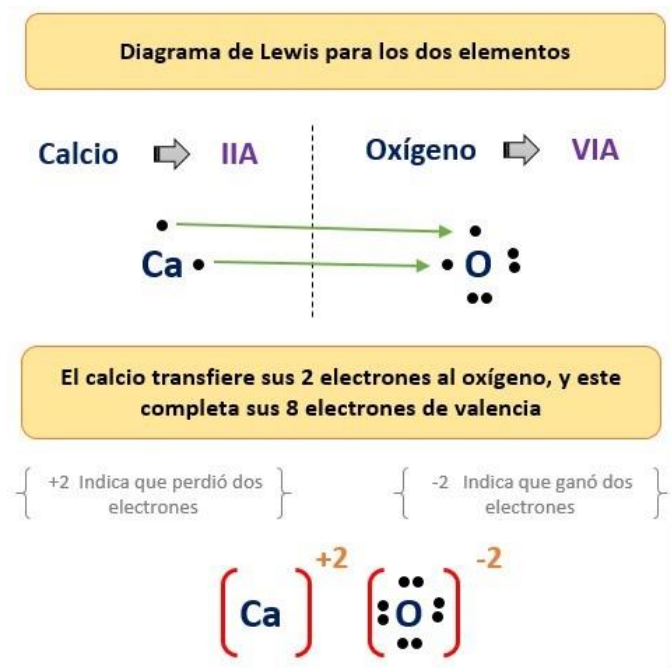


#### b) Óxido de calcio: (Ca O)

El átomo de calcio posee en su último nivel dos electrones, como es un metal los pierde transformándose en un ión catión ( $\text{Ca}^{2+}$ ).

El átomo de oxígeno tiene seis electrones en su último nivel, como es un no metal gana dos electrones, para completar su última órbita con ocho electrones, transformándose en un ión anión ( $\text{O}^{2-}$ ).

Representación de la unión en estructura de Lewis es:

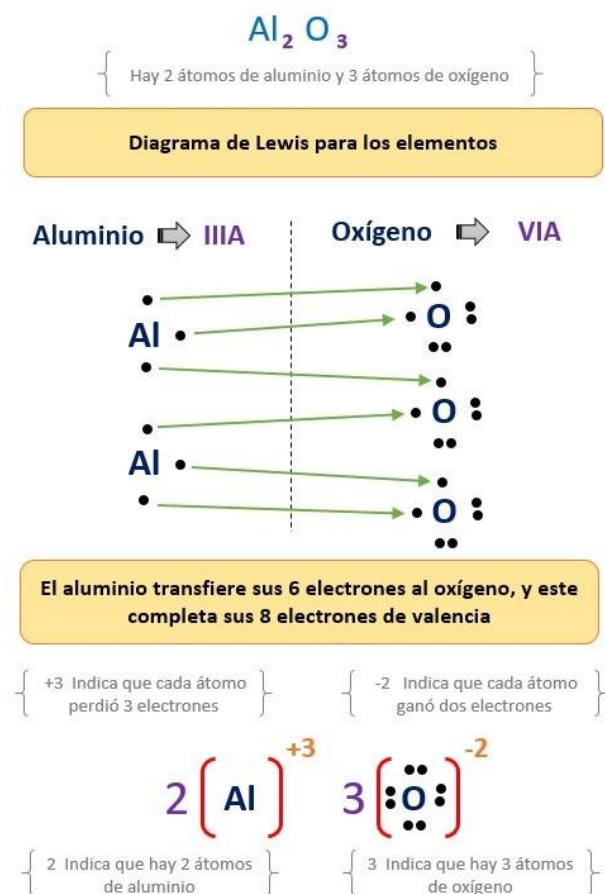


### c) Óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ )

El átomo de aluminio posee tres electrones en su último nivel, como es un metal lo pierde transformándose en un ión catión ( $\text{Al}^{3+}$ ). Aquí necesitamos dos átomos de aluminio.

El átomo de oxígeno tiene seis electrones en su último nivel, como es un no metal lo gana, transformándose en un ión anión ( $\text{O}^{2-}$ ). Pero puede ganar dos solamente por eso necesitamos tres oxígeno.

Representación de la molécula por medio de la estructura de Lewis es:



Este tipo de unión se produce entre elementos con baja energía de ionización (metales) y elementos con elevada afinidad electrónica (no metales), formándose **compuestos iónicos**.

(Nota: Energía de ionización: es la energía necesaria para arrancar un electrón de la capa externa de un átomo aislado.

Afinidad electrónica: es la energía que se libera cuando un átomo neutro gana un electrón).

**Resumiendo:** La unión iónica es aquella en que hay transferencia de electrones de un metal a un no metal, formándose cationes y aniones, respectivamente, que se mantienen unidos entre sí por fuerzas electrostáticas.

### PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

Las sustancias que se forman por unión iónica se caracterizan por presentar las siguientes propiedades comunes:

- No forman moléculas independientes.
- Presentan redes cristalinas iónicas.
- Tienen punto de fusión y de ebullición elevados, por lo cual a la temperatura ambiente se encuentran en estado sólido.
- Son solubles en el agua
- En estado sólido no conducen la corriente eléctrica.
- Fundidas o en solución conducen la corriente eléctrica continua descomponiéndose.
- Son duras y frágiles.

### TRABAJO PRÁCTICO NRO. 3: “UNIONES O ENLACES IÓNICOS”

Realizar las estructuras de Lewis en las uniones iónicas de cada compuesto:

- a)  $\text{Li}_2\text{O}$  (Óxido de litio)
- b)  $\text{BaO}$  (Óxido de bario)
- c)  $\text{Cu}_2\text{O}$  (Óxido cuproso)
- d)  $\text{Rb}_2\text{O}$  (Óxido de rubidio)
- e)  $\text{Al}_2\text{S}_3$  (Sulfuro de aluminio)
- f)  $\text{KCl}$  (Cloruro de potasio)
- g)  $\text{CoCl}_2$  (Cloruro cobaltoso)
- h)  $\text{Au}_2\text{Te}$  (Telururo auroso)
- i)  $\text{SnO}_2$  (Óxido estánico)
- j)  $\text{Au}_2\text{O}$  (Óxido auroso)
- k) Cloruro de magnesio ( $\text{MgCl}_2$ )
- l) Fluoruro de sodio ( $\text{NaF}$ )
- m) Sulfuro de calcio ( $\text{CaS}$ )
- n) Molécula de Yodo ( $\text{I}_2$ )
- o) Bromuro de hidrógeno ( $\text{HBr}$ )