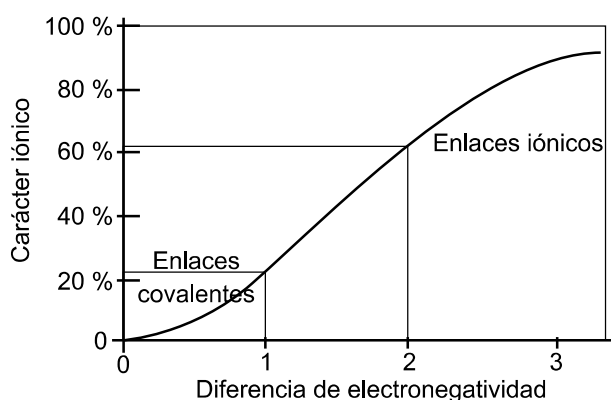


Enlaces químicos

El enlace químico se presenta por interacción entre los electrones del último nivel de valencia de los átomos. Los átomos de los elementos interactúan entre sí formando enlaces de tal forma que se alcance una mayor estabilidad. Dependiendo de la forma como interactúan los átomos de los elementos, los enlaces se pueden clasificar como iónico, covalente y metálico.

Enlace iónico y covalente

Los enlaces que se establecen entre los metales y no-metales se pueden clasificar según su carácter iónico o covalente. En la gráfica a continuación se muestra el carácter de cada enlace dependiendo de la diferencia de electronegatividades de los átomos que lo conforman; por lo general, se toma como referencia una diferencia de electronegatividades de 1,7. Para una diferencia de electronegatividades de 1,7 el carácter iónico del enlace es del 50 %; si el valor es mayor que 1,7, el enlace se considera iónico; si el valor está entre 1,7 y 0,5 se dice que el enlace es covalente polar; si el valor es de 0 a 0,4 se dice que el enlace es covalente apolar.



Enlace iónico: por lo general se toma el enlace iónico como aquel en el que se transfieren los electrones de un átomo al otro; el átomo más electronegativo toma los electrones del menos electronegativo y se forman iones: uno negativo y otro positivo.

Enlace covalente: el enlace covalente es el tipo de enlace en el que los electrones de los átomos se comparten; dependiendo de la cantidad de electrones que se compartan, estos se pueden dividir en enlaces simples, dobles o triples. En los enlaces simples se comparten dos electrones, en los dobles cuatro y en los triples seis.

Resumiendo lo dicho anteriormente, teniendo en cuenta la diferencia de electronegatividad:

$$\begin{aligned} &\Delta \text{ Electronegatividad} \\ &0 \leq \Delta \leq 0,4 \text{ enlace covalente apolar} \\ &0,5 \leq \Delta \leq 1,7 \text{ enlace covalente polar} \\ &\Delta \geq 1,7 \text{ enlace iónico} \end{aligned}$$

A continuación se muestran ejemplos en donde se observan los cálculos para determinar el tipo de enlace que se establece entre los diferentes átomos de una molécula.

a) H_2SO_4

Átomo	Símbolo	Electronegatividad
Hidrógeno	<i>H</i>	2.1
Azufre	<i>S</i>	2.5
Oxígeno	<i>O</i>	3.5

$$\Delta \text{Electronegatividad (O - S)} = 3.5 - 2.5 = 1$$

Luego, el enlace entre el oxígeno y el azufre es covalente polar

$$\Delta \text{Electronegatividad (O - H)} = 3.5 - 2.1 = 1,4$$

Luego, el enlace entre el oxígeno y el hidrógeno es covalente polar

b) $MgCl_2$

Átomo	Símbolo	Electronegatividad
Magnesio	<i>Mg</i>	1.2
Cloro	<i>Cl</i>	3

$$\Delta \text{Electronegatividad (Cl - Mg)} = 3 - 1.2 = 1.8$$

Luego, el enlace entre el cloro y el magnesio es iónico

c) H_2S

Átomo	Símbolo	Electronegatividad
Hidrógeno	<i>H</i>	2.1
Azufre	<i>S</i>	2.5

$$\Delta \text{Electronegatividad (S-H)} = 2.5 - 2.1 = 0.4$$

Luego, el enlace entre el azufre y el hidrógeno es covalente apolar

d) I_2

Átomo	Símbolo	Electronegatividad
Yodo	<i>I</i>	2.5
Yodo	<i>I</i>	2.5

$$\Delta \text{Electronegatividad (I-I)} = 2.5 - 2.5 = 0$$

Luego, el enlace entre los átomos de yodo es covalente apolar.

Los enlaces covalentes también pueden ser clasificados como simples, dobles o triples, dependiendo de la cantidad de electrones que se compartan.	Ejemplo:
En un enlace covalente simple se comparte un par de electrones, y se representa por una única línea entre los átomos que realizan el enlace.	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $
En un enlace covalente doble se comparten dos pares de electrones, y se representa por dos líneas entre los átomos que realizan el enlace.	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array} $
En un enlace covalente triple se comparten tres pares de electrones, y se representa por tres líneas entre los átomos que realizan el enlace.	$ \text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H} $

Funciones químicas inorgánicas: óxidos, ácidos, bases y sales



¿De qué forma se nombran los compuestos químicos?

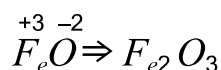
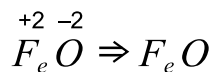
Asignar nombres a las sustancias que nos rodean es una necesidad natural del comportamiento humano. Para facilitar el trabajo en el área de la química, primero se agrupan las sustancias con características semejantes; a esta división en grupos se les llama *grupos funcionales*.

Óxidos

Los óxidos son aquellos compuestos que tienen la presencia de un elemento bien sea metal o no metal, con el oxígeno. Cuando ello se cumple para una molécula, se comienza nombrando con la palabra óxido, seguida del nombre del metal o no metal.

Función inorgánica	Número de oxidación	Prefijo	Nombre del elemento	Sufijo
Óxido	+Menor	hipo	-	oso
Óxido	Menor	-	-	oso
Óxido	Mayor	-	-	ico
Óxido	+Mayor	per	-	ico

Ejemplo:



El elemento hierro (Fe), cuentan con dos estados de oxidación: +2, y +3

Óxido ferroso (cuando el número de oxidación es el menor, se nombra con la terminación oso)

Óxido férrico (cuando el número de oxidación es el mayor se nombra con la terminación ico)

Ácidos

Los ácidos son sustancias que se caracterizan, bien sea por recibir electrones o por la capacidad de donar hidrogeniones (H⁺). En el momento de nombrarlos se antecede la palabra ácido, seguida de la correspondencia entre su número de oxidación y el sufijo y prefijo correspondientes.



Función inorgánica	Número de oxidación	Prefijo	Nombre del elemento	Sufijo
Ácido	+Menor	hipo	-	oso
Ácido	Menor	-	-	oso
Ácido	Mayor	-	-	ico
Ácido	+Mayor	per	-	ico

Ejemplo:

El elemento cloro tiene estados de oxidación tales como: +1, +3, +5, y +7.



Bases

Las bases o hidróxidos son sustancias que se caracterizan por donar electrones. Es la contraposición de la naturaleza de un ácido. Se componen generalmente de la unión de un hidrógeno con oxígeno, llamado hidróxido (OH⁻), con un metal generalmente.



Para nombrarlas se menciona la palabra *hidróxido* con el nombre del metal.

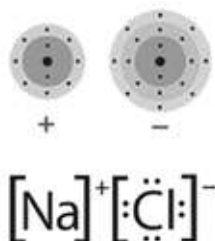
Ejemplo 1: hidróxido de sodio. Na(OH)

Ejemplo 2: hidróxido de calcio. Ca(OH)₂

Ejemplo 3: hidróxido de aluminio. Al(OH)₃

Sales

Las sales, en general, resultan de la unión de elementos con electronegatividades muy diferentes. Para nombrarlas se presta atención en la parte aniónica de la molécula; si la molécula parte de una especie de halogenuro (elementos del grupo VIIA en forma negativa), se nombra con el sufijo -uro al final del nombre; seguida del nombre del metal que la acompaña.



Ejemplo 1: NaCl, sal de cocina, químicamente llamada cloruro de sodio.

Si la parte aniónica está formada por un elemento no metal con oxígeno, se siguen las reglas que se exponen en la siguiente tabla:

Número de oxidación	Prefijo	Nombre del elemento	Sufijo
+Menor	hipo	-	ito
Menor	-	-	ito
Mayor	-	-	ato
+Mayor	per	-	ato

Ejemplo 2: El azufre tiene como números de oxidación +2, +4, y +6.

