

VALENCIA:

Es el número de enlaces posibles que puede formar un átomo. Es el número de electrones que el átomo gana pierde o comparte al formar un enlace(enlace: es la unión química que se produce entre dos átomos).

Ejemplo: el hidrógeno forma las siguientes combinaciones con otros elementos:

- Cl H (ácido clorhídrico)
- S H₂ (ácido sulfhídrico)
- N H₃ (amoníaco)
- C H₄ (metano)

En a un átomo de cloro se combina con un átomo de hidrógeno.

En b un átomo de azufre se combina con dos átomos de hidrógeno.

En c un átomo de nitrógeno se combina con tres átomos de hidrógeno.

En d un átomo de carbono se combina con cuatro átomos de hidrógeno.

Es decir, cada uno de esos elementos tiene una capacidad de unión distinta para con el hidrógeno. Esta capacidad de unión se llama valencia.

A los elementos con valencia 1 se los llama monovalentes. Cuando tienen valencia 2, divalentes. A los de valencia 3 trivalentes, *4 tetravalente, 5 pentavalente, 6 hexavalente y 7 heptavalente.* En general la valencia máxima que puede tener un elemento es 7.

ATOMICIDAD:

Es el número de átomos que constituyen la molécula de una sustancia simple.

En general las moléculas de los metales son monoatómicas (tienen un solo átomo) y se expresan simplemente con su símbolo. Ejemplo: Fe, Co, Ni, etc.

Las moléculas de las sustancias simples gaseosas son, casi siempre, biatómicas, lo que se indica con el número 2 colocado como subíndice: H₂, O₂, N₂, etc.

Las moléculas de los gases nobles son monoatómicas: He, Ar, Kr, etc.

Sin embargo existen también algunos elementos (no metales) cuyas moléculas son, a temperatura ambiente: tetra, hexa y octoatómicas: P₄, As₄, Sb₄ y S₈. Por razones de claridad, en las reacciones químicas se las representa como si fueran monoatómicas.

REGLA DE LOS OCTETOS:

Todos los átomos tienen tendencia a completar su último nivel de energía con 8 electrones para lograr una mayor estabilidad.

De ahí que los gases nobles presentan gran estabilidad y muy poca reactividad química (tienen su último nivel de energía completo con 8 electrones).

Esa configuración de un octeto puede lograrse:

- 1) Perdiendo electrones (cuando en el último nivel hay menos de 4 electrones).
- 2) Ganando electrones (cuando en el último nivel hay más de 4 electrones).
- 3) Por la compartición de pares de electrones.

UNIONES QUÍMICAS:

Se llama unión química a la atracción entre los átomos que origina la formación de una molécula, y a la atracción que ejercen las moléculas entre sí.

DISTINTOS TIPOS DE UNION QUÍMICA

a) UNION IONICA O ELECTROVALENTE:

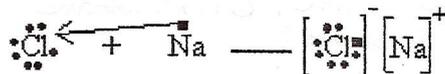
Se produce entre un elemento muy electropositivo y otro muy electronegativo; el primero tiene tendencia a ceder electrones y el segundo a recibirlos. Esta transferencia de electrones origina los iones negativos (aniones) y positivos (cationes), con cargas eléctricas de distinto signo, que se atraen por acción de fuerzas electrostáticas y mantienen unidos a los iones.

Ejemplo: es el caso que se produce cuando se unen el cloro (Cl) y el sodio (Na). El Na , elemento electropositivo, tiende a ceder un electrón y quedar con su último nivel con 8 electrones(semejante al gas noble más próximo a él, el neón). El sodio se transforma en catión sodio (Na⁺). Por su parte el cloro, elemento electronegativo, recibe el electrón que cede el sodio, completa su octeto electrónico y toma la estructura externa del argón, transformándose en anion cloruro (Cl⁻).

De esta manera una vez producidos los iones, se realiza la unión química a través de la atracción entre los iones de carga contraria.

La unión iónica se produce entre un metal (elemento electropositivo) y un no metal (elemento electronegativo).

Estructuras de Lewis: se representan únicamente los electrones del último nivel de energía.



b) UNION COVALENTE:

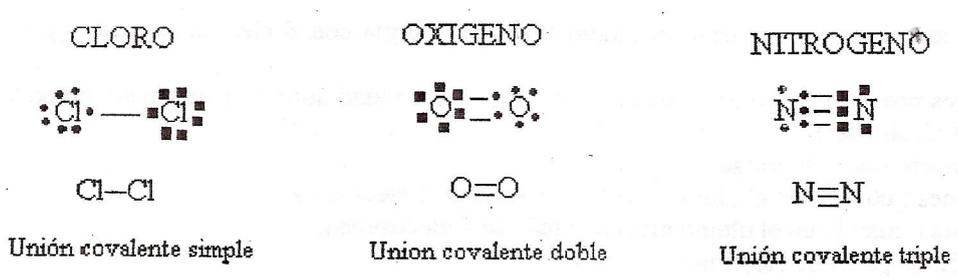
Dos átomos pueden unirse por compartición de electrones. Es decir que estos átomos van a aportar 1 electrón cada uno por ejemplo y van a compartir ese par electrónico y de esa manera poder completar su último nivel de energía con 8 electrones. Hay que tener en cuenta que el par de electrones compartidos pertenece a ambos átomos.

De acuerdo con el par de electrones compartidos, la unión se denomina covalente simple, doble o triple.

La unión covalente se produce en general entre los no metales.

La unión covalente se representa gráficamente por medio de un guión colocado entre el símbolo de los elementos.

Ejemplos:

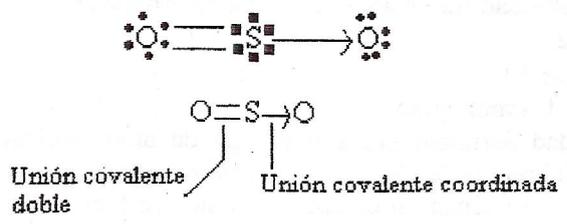


UNION COVALENTE COORDINADA O DATIVA:

Es una variedad de la unión covalente, en el cuál el par de electrones que se comparte es aportado por uno de los átomos. El átomo que aporta el par de electrones se lo llama dador y el que los recibe aceptor. Las uniones coordinadas se representan con flechas.

Ejemplo:

DIOXIDO DE AZUFRE



En el ejemplo anterior el azufre es el átomo dador y el oxígeno el átomo receptor.

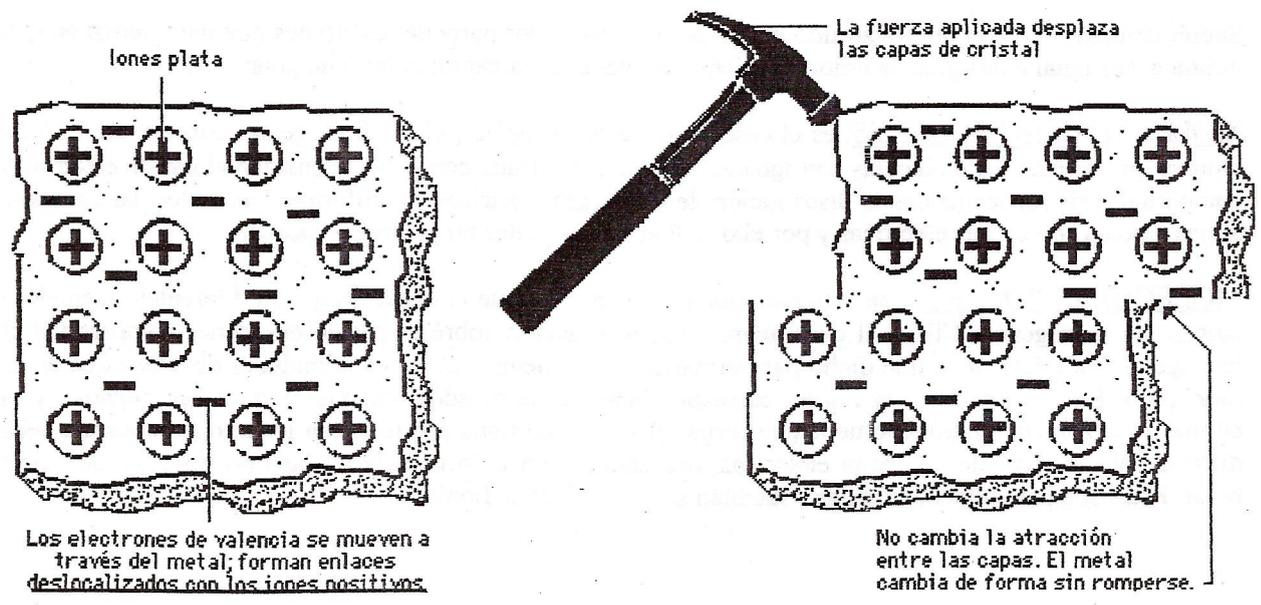
UNION METALICA:

Los metales, especialmente los del grupo 1 y 2, tienden a ceder fácilmente electrones, es decir, a formar iones positivos. Estos electrones se mueven con bastante libertad (electrones deslocalizados o libres), y originan la corriente eléctrica.

Los iones quedan unidos por electrones libres que circulan entre ellos.

Podemos imaginar la unión metálica como una red de iones positivos entre los cuales circulan electrones. Al moverse, las cargas negativas actúan como un material ligante, manteniéndose así la estructura.

La libertad de movimiento de los electrones permite explicar las propiedades de los metales, por ejemplo, su brillo, conductividad eléctrica, maleabilidad, ductividad, etc.



ELECTRONEGATIVIDAD:

Es la capacidad que posee un átomo para atraer el par de electrones que comparte en una molécula covalente. Los átomos que atraen con mayor intensidad al par de electrones compartidos son más electronegativos y corresponden a los no metales, como flúor, cloro, oxígeno, azufre, etc.

El químico norteamericano Linus Pauling confeccionó una tabla de electronegatividades de los elementos. El elemento más electronegativo es el flúor, con un valor de 4 y el menos electronegativo es el francio con 0,7 (la unidad de medida de electronegatividad fue establecida en forma arbitraria).

Electronegatividad de metales < 2,1.

Electronegatividad de no metales ≥ 2,1.

¿ Cómo puede predecirse el tipo de unión química?

Los valores de electronegatividad permiten predecir el tipo de unión química que se establece entre dos elementos. Ejemplo: cuando la diferencia de electronegatividad es grande, cabe esperar que la unión sea iónica. Así el sodio (0,9) y el cloro (3) forman un compuesto iónico (2,1 es la diferencia). Por el contrario, si la diferencia de electronegatividad es pequeña, el compuesto que se forma es covalente.

En la tabla periódica, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha dentro de cada período y de abajo hacia arriba en cada grupo.

Diferencia de electronegatividad entre los dos elementos que intervienen en la unión química	Tipo de unión
0 a 0,4	Covalente no polar.
0,4 a 1,7	Covalente polar.
Más de 1,7	Iónica.

POLARIDAD EN LAS MOLÉCULAS FORMADAS POR UNION COVALENTE:

Según la intensidad con que es atraído el par de electrones, por parte de los átomos que intervienen en la unión química, sea igual o desigual, la unión covalente se puede clasificar en polar o no polar.

MOLÉCULAS NO POLARES: es el caso de los gases simples (cloro, hidrógeno, oxígeno, etc.). Como los átomos que forman las moléculas son iguales, sus núcleos atraen con igual intensidad el par de electrones que comparten y en consecuencia, la distribución de las cargas eléctricas es uniforme. Las moléculas no presentan zonas o polos con cargas eléctricas y por ello se llaman moléculas no polares o apolares.

MOLÉCULAS POLARES: se originan cuando los átomos que la constituyen son diferentes. Ejemplo: en el cloruro de hidrógeno (ClH), el cloro ejerce mayor atracción sobre el par de electrones compartidos que el hidrógeno. Esto determina que dicho par permanezca más tiempo en las proximidades del cloro que en las del hidrógeno. En consecuencia la región correspondiente al cloro adquiere una cierta carga negativa y por el contrario, la zona del hidrógeno tiene una carga igual pero de signo positivo. Por lo tanto, la molécula tiene una distribución desigual de las carga eléctricas, presentando un polo negativo y otro positivo. Es una molécula polar. Estas son parcialmente iónicas y también se las denomina dipolo.



Enlace covalente polar-HCl



Enlace covalente no polar-H₂

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS UNIDAS POR ENLACE IONICO:

Tienen aspecto cristalino. Son sólidas a la temperatura ambiente y presentan elevado punto de fusión y ebullición (más de 700 °C). Además, estas sustancias son solubles en agua y conducen la corriente eléctrica cuando están fundidas o en disolución acuosa. Son sustancias duras y frágiles.

Ejemplo de sustancias iónicas: cloruro de sodio, nitrato de potasio, sulfato de cobre, etc.

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS UNIDAS POR ENLACE COVALENTE:

Pueden ser gases, líquidos o sólidos a las temperaturas ambiente. No suelen ser solubles en agua y si suelen serlo en disolventes del tipo del éter o del benceno. A diferencia de las sustancias iónicas, las sustancias covalentes no conducen la corriente eléctrica, tanto en estado puro como cuando se encuentran en disolución.

En lo que se refiere al punto de fusión y ebullición, podemos encontrar dos tipos de sustancias covalentes:

- Sustancias covalentes cuyos puntos de fusión y ebullición son considerablemente menores que los de las sustancias iónicas. Estas sustancias aparecen, generalmente, en forma de gases o de líquidos a la temperatura y presión ambiente. Ejemplo: oxígeno, metano, dióxido de carbono, benceno, etc.
- Sustancias covalentes cuyos puntos de fusión y ebullición son superiores a los de las sustancias iónicas. Estas sustancias se presentan como sólidos de gran dureza. El diamante y el cuarzo son ejemplos de este tipo de sustancias.

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS UNIDAS POR ENLACE METALICO:

Son las propiedades ya vista de los metales (ver clasificación de los elementos).

