

Uniones químicas

Unidad 2

Apunte de cátedra

Química (05)
Dra Sandra Ferreira



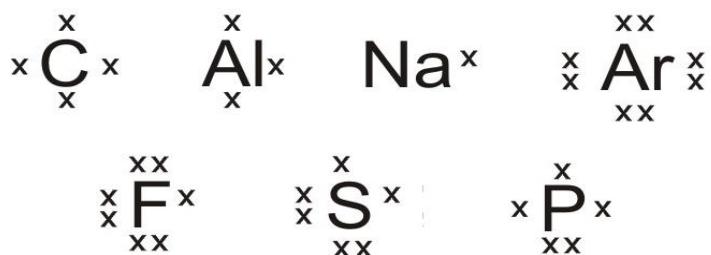
Uniones químicas

Se denomina **unión química** a la fuerza de interacción entre dos átomos o grupos de átomos con intensidad suficiente para mantenerlos unidos en una especie diferente. Un enlace químico se formará si el ordenamiento de átomos posee una energía menor que la de los átomos separados (estado de mínima energía).

Para explicar cómo se forman las sustancias (moléculas y los compuestos iónicos), Gilbert Lewis propuso que los átomos se combinan para alcanzar la configuración electrónica más estable o sea hasta completar sus octetos.

Las partículas (átomos o iones) alcanzan la estabilidad máxima, al ser isoelectrónicas con un gas noble.

Al estudiar los enlaces químicos se consideran sólo los electrones externos o electrones de valencia, debido a que al formarse un enlace se ponen en contacto sus regiones más externas. El sistema de puntos desarrollado por Lewis permite representar a los electrones de valencia, para ello se indica el símbolo del elemento y un punto por cada electrón. Por ejemplo, a continuación se presentan los símbolos de puntos de Lewis de diferentes átomos:



Tipos de enlaces

Las uniones químicas se clasifican en iónicas, covalentes y metálicas.

A partir de los valores de electronegatividad es posible predecir si un enlace químico es iónico o covalente. El tipo de enlace estará dado en relación a la diferencia de electronegatividad entre los átomos que lo forman.

- Los átomos de elementos con diferencias de electronegatividad mayores o iguales a 2 forman enlaces iónicos. Esta diferencia de electronegatividad se aplica a la mayoría de los compuestos iónicos, pero existen excepciones. Si tenemos en cuenta el porcentual de carácter iónico se considera que para una diferencia de electronegatividad de 1,7 el porcentual de carácter iónico es del 50%. En los enlaces iónicos participan un metal y uno o más no metales.
- Los átomos de elementos no metálicos cuyas diferencias de electronegatividades son menores a 2 forman enlaces covalentes.

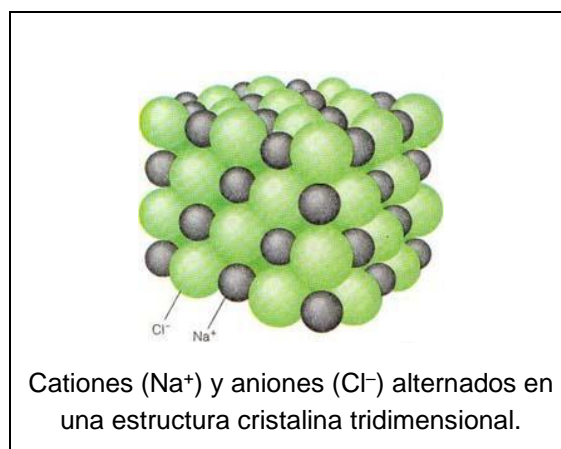
El enlace iónico

Este tipo de unión resulta de las interacciones electrostáticas entre cationes y aniones.

Según las propiedades analizadas en la unidad 1, los metales alcalinos y alcalino-térreos forman cationes fácilmente, pues los átomos de estos elementos presentan bajas energías de ionización, y por otro lado los halógenos, el oxígeno, el azufre y el nitrógeno tienden a formar aniones. Por esta razón muchos compuestos iónicos están constituidos por un metal del grupo 1 o 2 y uno de los no metales mencionados.

A la mínima relación entre cationes y aniones que se repite en un cristal, se la denomina **unidad fórmula**. Los compuestos iónicos no están formados por moléculas.

Figura 1. Representación de esferas del cristal de NaCl



Para representar a las unidades fórmulas o a las sustancias iónicas, se utilizan estructuras de Lewis y fórmulas mínimas. La **estructura de Lewis** de un compuesto iónico consiste en la representación de los iones que lo constituyen. La **fórmula mínima** indica la relación entre el número de cada uno de los iones que forman una unidad fórmula.

El enlace covalente

Un enlace covalente es aquel en el que los átomos comparten electrones y forman moléculas; y cada átomo adquiere, en la mayoría de los casos, la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla periódica.

Para representar a las moléculas se utilizan estructuras de Lewis, y fórmulas desarrolladas y moleculares.

Los átomos pueden formar distintos tipos de enlaces covalentes. Según el número de pares de electrones compartidos, la unión covalente puede ser simple, múltiple y coordinada o dativa:

- o **Simple:** dos átomos se unen por medio de un par de electrones.
- o **Múltiple:** los átomos comparten dos o tres pares de electrones; la unión o enlace se denomina covalente doble y triple respectivamente.
- o **Coordinada o dativa:** el par de electrones compartido es aportado sólo por uno de los átomos.

Para representar las fórmulas desarrolladas, se indican los símbolos de los elementos intervinientes y un guion que representa cada par de electrones compartido; las uniones covalentes dativas o coordinadas se simbolizan

con una flecha desde el átomo menos electronegativo hacia el más electronegativo.

Excepciones a la regla del octeto

Existen algunas moléculas en las que no se cumple la regla del octeto en por lo menos uno de los átomos involucrados. Las excepciones pueden ser:

- octeto incompleto

En algunas moléculas el número de electrones que rodea al átomo central es inferior a ocho. Por ejemplo en la molécula de BeCl_2 el átomo de Be está rodeado por cuatro electrones y en la molécula de BF_3 , el átomo de B está rodeado por seis electrones.

- octeto expandido

Los átomos de los elementos del tercer período en adelante, constituyen moléculas en las que hay más de ocho electrones alrededor del átomo central. Por ejemplo en la molécula de SF_4 , el átomo de S está rodeado de 10 electrones. Además de los orbitales 3s y 3p tienen orbitales 3d incompletos con los que pueden formar enlaces.

- número impar de electrones

En algunas moléculas, un átomo tiene un número impar de electrones. Por ejemplo la molécula de NO y la de NO_2 .

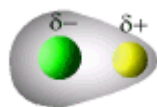
Polaridad del enlace

Los enlaces covalentes pueden ser polares o no polares. Una propiedad útil para distinguirlos, es la electronegatividad.

En un enlace covalente entre 2 átomos del mismo elemento, el par electrónico se comparte de forma equitativa. A este enlace se lo denomina **no polar**. Por ejemplo, en la molécula de H_2 (hidrógeno).

En un enlace covalente entre 2 átomos de distintos elementos, los electrones no son compartidos por igual. Como consecuencia se genera una densidad de carga negativa sobre éste y una densidad de carga positiva sobre el átomo menos electronegativo. A tal enlace se lo denomina covalente **polar**. Por ejemplo, en la molécula de HCl (cloruro de hidrógeno) hay una densidad de carga negativa sobre el átomo de cloro y una densidad de carga positiva sobre el átomo de hidrógeno.

Figura 2. Representación de una molécula de HCl



La esfera verde representa a un átomo de cloro y la esfera amarilla representa un átomo de hidrógeno.

Una medida cuantitativa de la polaridad de un enlace es el **momento dipolar (μ)** y la unidad en que se mide es el Debye (D). El momento dipolar es el producto entre la carga y la distancia que las separa ($\mu = q \times d$) en un enlace químico, y es una magnitud vectorial, es decir que se representa mediante un vector que tiene módulo

(intensidad), dirección y sentido.

Número de oxidación

El número de oxidación de un átomo también llamado estado de oxidación, se refiere al número de cargas que tendría un átomo si los electrones fueran transferidos por completo al átomo más electronegativo.

Las reglas generales para asignar números de oxidación son:

1. El número de oxidación de cualquier elemento libre es cero. Esto incluye a las sustancias (simples) formadas por moléculas poliatómicas.
2. Para iones monoatómicos, el número de oxidación coincide con la carga neta del ion.
3. El número de oxidación del elemento oxígeno es -2 , en los peróxidos -1 y en los compuestos con flúor $+2$.
4. El número de oxidación del elemento hidrógeno es $+1$, y en los hidruros metálicos es -1 .
5. El número de oxidación del elemento flúor es -1 en todos los compuestos.
6. En una especie neutra, la suma de los números de oxidación multiplicada por los respectivos subíndices es igual a cero. En un ion poliatómico la suma de los números de oxidación multiplicada por los respectivos subíndices es igual a la carga neta del ion.

Estructuras de Lewis

Las estructuras de Lewis son de gran utilidad para representar los enlaces.

Para representar la estructura de Lewis se utilizan:

- los símbolos de los elementos, que representan a los átomos,
- la CEE de cada uno de los átomos de los elementos intervinientes,
- símbolos, como por ejemplo: $^{\circ}$, \times , \bullet , para representar a los electrones externos o de valencia.

En el caso de los iones se deben agregar:

- signos $+$ y $-$ para indicar la carga de los iones.
- corchetes encerrando el anión,

Ejemplos

Li_2O , óxido de litio

Para representar una estructura de Lewis, se analiza el tipo de unión química. En este caso, el litio es un metal cuya electronegatividad es 0,98 y el oxígeno es un no metal de electronegatividad 3,44, por lo tanto, la diferencia de electronegatividad es mayor que 2,0 y la unión química es iónica.

La estructura de Lewis de un compuesto iónico consiste en la representación de los iones que lo

constituyen. La fórmula mínima Li_2O indica que una unidad elemental de óxido de litio está formada por dos cationes litio y un anión óxido.

Según las configuraciones electrónicas externas del litio y del oxígeno, determinamos las cargas de los iones respectivos:



El átomo de litio forma un catión quedando con la configuración electrónica del gas noble más próximo (helio, $\text{CEE}: 1s^2$). Significa que el catión que forma el litio tiene 3 protones y 2 electrones, por tal motivo, queda una carga positiva sin compensar, que le dan la carga al catión. Su símbolo es Li^+ y su CEE es $1s^2$.

El átomo de oxígeno forma un anión que tiene la configuración electrónica del gas noble más próximo (neón, $\text{CEE}: 2s^2 2p^6$). Significa que el anión que forma el oxígeno tiene 8 protones y 10 electrones, por lo tanto, quedan dos cargas negativas sin compensar, que le dan carga al anión. Su símbolo es O^{2-} y su CEE es $2s^2 2p^6$.

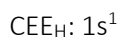
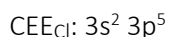
La estructura de Lewis del Li_2O es:



Importante: En las fórmulas de Lewis, representamos de manera diferente a los electrones de los distintos átomos (círculos, cruces, etc.) como un recurso didáctico. Esto no significa que los electrones sean diferentes, todos los electrones son iguales e indistinguibles. Además, los electrones siempre se representan por pares y alrededor del símbolo del elemento (como se indica en la figura).

HCl, cloruro de hidrógeno

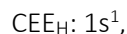
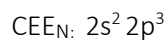
Para representar la estructura de Lewis del cloruro de hidrógeno se tiene en cuenta que ambos átomos son no metales y la diferencia de electronegatividad es 0,90, por lo tanto la unión es covalente.



Al representar el símbolo de puntos para el átomo de cloro, queda un electrón no apareado, por lo que se establece un enlace covalente con el átomo de hidrógeno. De esta manera, ambos átomos adquieren la configuración electrónica del gas noble más próximo. La estructura de Lewis es:



A partir de la CEE de los átomos que constituyen a la molécula, escribimos la estructura de Lewis.



NH₃, amoníaco

Al representar el símbolo de puntos para el átomo de nitrógeno, quedan tres electrones no apareados, por lo que se establecen tres enlaces covalentes con los átomos de hidrógeno. De esta manera, los átomos adquieren la configuración electrónica del gas noble más próximo. La estructura de Lewis es:

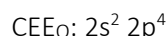
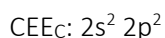
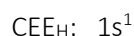


H₂CO₃, ácido carbónico

Para representarla, es conveniente tener en cuenta:

- que la molécula está formada por átomos de no metales, por lo tanto, la unión es covalente;
- las CEE de cada uno de los átomos involucrados;
- la distribución de los átomos en función de la electronegatividad, el átomo menos electronegativo ocupa la posición central.

Las CEE de los átomos de los elementos que lo constituyen son:

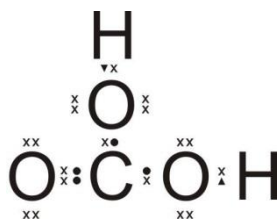


En el H₂CO₃ el símbolo del carbono se ubica en el centro rodeado de los símbolos de los átomos de oxígeno, y el símbolo del hidrógeno se ubica al lado del oxígeno.

Al representar los electrones, conviene colocar primero el electrón del átomo de hidrógeno, luego, los correspondientes al átomo de oxígeno, que está unido al átomo de hidrógeno, y los electrones del átomo del carbono; se establecen dos uniones covalentes simples, una entre el hidrógeno y el oxígeno (H-O) y otra entre el oxígeno y el carbono (O-C). De esta manera, el átomo de hidrógeno adquiere la CEE de los átomos del gas noble más próximo (He), y el átomo de oxígeno (unido al de hidrógeno) adquiere la CEE de los átomos del gas noble más próximo (Ne).

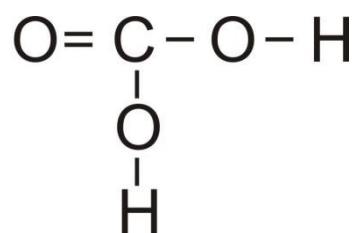
Se repite esta secuencia para representar los electrones de los otros átomos de hidrógeno y oxígeno unidos entre sí al carbono. Para que el átomo de carbono adquiriera la CEE de los átomos del gas noble más próximo (Ne), necesita dos electrones, por eso, establece una unión covalente doble con el otro átomo de oxígeno y, así, ambos alcanzan el octeto electrónico.

La estructura de Lewis es:



De esta forma, cada átomo adquiere el número de electrones externos de los átomos del gas noble más próximo: 2 electrones para el Hidrógeno, 8 electrones para el Oxígeno y 8 electrones para el Carbono.

La fórmula desarrollada es:

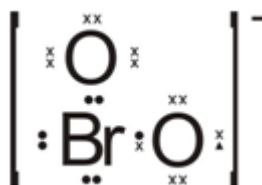


BrO_2^- , ion bromito

Para dibujar la estructura de Lewis, es conveniente:

- ubicar en el centro, el símbolo del átomo del elemento que no es oxígeno y rodearlo con tantos átomos de oxígeno como indica la fórmula;
- representar, en un átomo de oxígeno, un electrón por cada carga negativa que posea el ion;
- encerrar el conjunto entre corchetes indicando la carga del ion;
- dibujar los electrones en el átomo de oxígeno que tiene el electrón que le da la carga al anión, y los del no metal, de manera que se establezca una unión covalente simple entre ambos;
- representar los electrones de los demás átomos de oxígeno (si los hubiera).

La estructura de Lewis BrO_2^- del es:



$\text{Mg}(\text{IO}_3)_2$, yodato de magnesio

Para representar estructura de Lewis de una oxosal, se considera que es un compuesto ternario iónico, formado por cationes y oxoaniones y que la suma de las cargas de cationes y aniones en una unidad fórmula es igual a cero. Por lo tanto, para dibujarla, es aconsejable separar cationes de aniones.

A partir de la fórmula de la sal, se deduce que en una unidad fórmula, por cada catión Mg^{2+} , hay dos aniones IO_3^- . La estructura de Lewis es:



Unión metálica

Los metales, al igual que los compuestos iónicos, no están formados por moléculas. Se considera que un trozo de metal es “un conjunto de iones positivos (cationes) inmerso en un mar de electrones móviles”. Como los átomos de los metales tienen baja energía de ionización, los electrones externos, es decir, los más débilmente unidos al núcleo de cada átomo, se mueven a lo largo de todo el cristal. No están asociados con ningún núcleo en particular, sino que forman una nube electrónica que pertenece a toda la red cristalina.

Tipos de sustancias

Las sustancias se clasifican en iónicas, metálicas, moleculares y covalentes (redes). El tipo de partícula que constituye a una sustancia depende de las uniones químicas

La siguiente tabla resume el tipo de partículas que constituye a los distintos tipos de sustancias y algunos ejemplos:

Tipo de sustancia	Tipo de partícula	Ejemplos
Iónica	Cationes y aniones	CuSO_4 , KOH , NaNO_3 , MgO
Metálica	Cationes (núcleo y electrones internos) y electrones externos móviles.	Co, Au, Fe, Ag
Molecular (covalente)	Moléculas	O_2 , H_2O , CCl_4
Covalente (redes)	Átomos	C grafito, C diamante