

UNIONES QUIMICAS

La unión covalente

Antes de plantear su modelo del "átomo cúbico", Lewis había propuesto cambiar la clasificación de las sustancias químicas que se conocía hasta ese momento, que las agrupaba por sustancias inorgánicas y orgánicas, por otra más general que hacía una distinción entre moléculas polares y no polares. Para él, ambas categorías estaban relacionadas, ya que las sustancias orgánicas eran no polares y las sustancias inorgánicas eran más o menos polares, aunque aclaró que existían excepciones.

Estas propiedades permitían entender, por ejemplo, por qué la sal se disuelve bien en agua y no en aceite. Lewis afirmó que las diferencias que se apreciaban entre una sustancia polar y una no polar respondían a la ubicación de los electrones compartidos dentro de la molécula. Luego realizó las siguientes generalizaciones.

- En una molécula polar, uno o más pares de electrones compartidos eran atraídos con suficiente fuerza por el núcleo de uno de los átomos, de tal manera que podían alejarse de su posición original y producir un dipolo. Es decir, una estructura con dos polos: uno con carga parcial negativa (s-) y otro con carga parcial positiva (s+).
- En una situación extrema, uno o más electrones se separaban de un átomo y pasaban a otro, produciendo átomos con carga eléctrica (llamados iones), tal cual lo explicó años más tarde Kossel.
- En una molécula no polar, los electrones permanecían en su posición original, compartidos por los dos átomos.

Electronegatividad y unión covalente

¿Por qué en las moléculas polares el par de electrones compartidos es atraído por el núcleo de otro átomo? Para responder a estas preguntas tenemos que recuperar el concepto de electronegatividad (EN), desarrollado por Pauling. Él definió la electronegatividad como la capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer hacia sí los electrones de un enlace. Un átomo con una tendencia muy alta a atraer los electrones de enlace será muy electronegativo, mientras que uno con una tendencia baja será poco electronegativo.

Para poder predecir el tipo de enlaces que se iban a formar entre dos elementos químicos, Pauling elaboró una escala numérica: los valores variaban entre 0,8 para el cesio y el francio los elementos menos electronegativos y 4,0 para el flúor el elemento más electronegativo. En la molécula de fluoruro de hidrógeno (HF), el par de electrones compartidos está desplazado hacia el flúor. La unión química entre ambos átomos se denomina unión covalente polar. Este tipo de enlaces se da solo entre átomos de elementos diferentes. En la molécula de flúor (F₂), en cambio, los electrones son atraídos con la misma intensidad. Esta unión química se llama unión covalente no polar y se produce entre átomos del mismo elemento o de diferentes elementos con valores de electronegatividad muy parecidos.

La unión iónica

Los átomos aceptan o ceden electrones y forman iones monoatómicos como el anión cloruro y el catión sodio. A su vez, los iones pueden combinarse y formar compuestos iónicos binarios. Pero, ¿cómo se mantienen unidos? Estos iones se mantienen unidos gracias a una fuerza de atracción electrostática denominada enlace iónico o enlace electrovalente.

Aunque están constituidos por iones, los compuestos iónicos binarios formados por iones monoatómicos son, en realidad, **eléctricamente neutros**. Es decir que contienen igual cantidad de cargas positivas que de cargas negativas. A temperatura ambiente, estos compuestos se presentan como **redes cristalinas** de millones de cationes y aniones. Sin embargo, con fines prácticos, tenemos que simbolizarlos mediante una fórmula química.

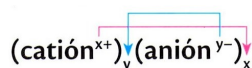
Para escribir la fórmula de un compuesto iónico binario debemos considerar los siguientes

aspectos.

1. La carga de los iones monoatómicos. Los elementos de los grupos 1, 2 y 13 (metales) pierden uno, dos o tres electrones, respectivamente, y originan cationes estables que se representan con el símbolo del elemento seguido del número de electrones perdidos ("x") y el signo positivo (+). Por ejemplo, Na^+ y Al^{3+} . Los elementos de los grupos 15, 16 y 17 (no metales) aceptan uno, dos o tres electrones, respectivamente, y originan aniones estables que se representan con el símbolo del elemento seguido del número de electrones ganados ("y") y un signo negativo (-). Por ejemplo, F^- y Cl^- .

2. La conservación de la neutralidad eléctrica del compuesto. Para respetarla, colocaremos el valor de "x" luego del símbolo del anión, y el valor de "y" como subíndice en el símbolo del catión. Esto indicará la relación que debe haber entre aniones y cationes para que ambos se neutralicen mutuamente.

Escribimos la fórmula de acuerdo con el siguiente esquema general, en el cual ubicaremos el símbolo del catión siempre en primer término:



El carácter polar del enlace químico

La posibilidad de que se forme uno u otro tipo de unión covalente depende, fundamentalmente, de la diferencia entre los valores de EN de los átomos que la forman. A medida que la diferencia de electronegatividad aumenta, el enlace covalente incrementa su carácter polar. Cuando la diferencia es muy grande, los electrones del enlace son transferidos de un átomo a otro, en vez de ser compartidos por ambos. Si conocemos la diferencia de EN entre los elementos que intervienen en un enlace químico, podemos predecir qué tipo de enlace químico se producirá:

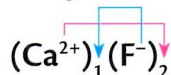
- cuando la diferencia de EN es muy pequeña o igual a cero, el enlace covalente será no polar (o apolar);
- si la diferencia de EN se encuentra por debajo de 1,5, el enlace tendrá carácter polar;
- cuando los átomos tienen una marcada diferencia de EN -mayor o igual a 1,5- uno de los átomos cede uno o más electrones al otro, y se originarán iones.

CaF_2 = EN F = 3,98; EN Ca = 1; $\Delta\text{EN} = 3,98 - 1 = 2,98 \geq 1,5$ unión iónica

H_2O = EN H = 2,20; EN O = 3,44; $\Delta\text{EN} = 3,44 - 2,20 = 1,24 \leq 1,5$ unión covalente polar

Las sales iónicas binarias

Veamos el compuesto iónico formado por el calcio y el flúor. El calcio, por ser metal y pertenecer al grupo 2, cederá dos electrones y se convertirá en un catión calcio con dos cargas positivas. Por otro lado, el flúor, por ser no metal y pertenecer a grupo 17, aceptará un electrón y se convertirá en el anión fluoruro con una carga negativa. Por lo tanto, para mantener la electroneutralidad del compuesto, la relación entre el anión y el catión será 2:1 (dos fluoruros por cada catión calcio). Si ubicamos los valores de "x" e "y" donde corresponde, la fórmula quedará como sigue:



Como en este caso el subíndice correspondiente al calcio es igual a 1, no lo escribimos. La fórmula final será, entonces:



Este compuesto iónico, que recibe el nombre del **fluoruro de calcio**, pertenece a grupo de **sales binarias iónicas**; "sal" porque se origina a partir de un elemento metálico y uno no metálico (en general del grupo 17, aunque puede ser del grupo 16, como el azufre); "binaria" porque está formada por dos tipos de átomos diferentes; "iónica" porque el catión y el anión se mantienen unidos por un

FISICOQUIMICA

EES N°1

3°B

enlace iónico.

Nomenclatura tradicional: se usa el nombre del no metal con el sufijo “uro” seguido del nombre del metal si actúa con una sola valencia (Grupos I y II). Si el metal tiene más de una valencia, cuando actúa con la menor se le agrega el sufijo “oso” y con la mayor el sufijo “ico”

Ejemplo metal con una valencia: Potasio (+1) combinado con Bromo = Bromuro de Potasio

Metal con 2 valencias: El hierro posee valencia 2 y 3:

Fe +2 combinado con Bromo (-1) = Bromuro Ferroso

Fe +3 combinado con Bromo (-1) = Bromuro Férrico

Numerales de stock: se coloca el nombre del no metal terminado en uro y la valencia del metal entre paréntesis

Ejemplo metal con una valencia: Potasio (+1) combinado con Bromo = Bromuro de Potasio (I)

Fe +2 combinado con Bromo (-1) = Bromuro de Hierro (II)

Fe +3 combinado con Bromo (-1) = Bromuro de Hierro (III)

Nomenclatura sistemática: Igual que las anteriores pero anteponiendo prefijos numéricos.

CaF₂ = difloruro de calcio

Au₂S Monosulfuro de dioro

Au₂S₃ Trisulfuro de dioro

TRABAJO PRACTICO N°5

De acuerdo a la diferencia de electronegatividad, indicar de qué tipo de unión se trata. En caso de que sea iónica, escribir el anión y el catión.

Fe + O = H + P = Cl + Na = F + Br = H + O = Ag + N = C + O = Co + I =

K + O = N + O = S + Ba = Cl + H = P + N = Ba + O = H + S = Al + O =