

UNIONES QUIMICAS

Introducción

Los átomos se enlazan entre sí formando una gran diversidad de sustancias que se conocen. Dichas sustancias poseen diferentes propiedades, que dependen, en parte, de las diferentes maneras en que se enlazan los átomos. Los enlaces permiten agrupar las sustancias en tres grandes grupos: covalentes, iónicas y metálicas. Además de las uniones químicas entre átomos también existen fuerzas intermoleculares, que como su nombre lo indica, mantienen unidas las moléculas.

La Teoría del Octeto sobre los enlaces químicos

Se denomina enlace químico a la fuerza que mantiene unidos a los átomos o a los iones formando las distintas sustancias. A principios del siglo xx, se consideraba que los gases nobles se diferenciaban del resto por que no formaban compuestos. Luego se relaciono la baja reactividad de dichos gases con la estructura electrónica de sus átomos llegando a la conclusión de que debido a su estructura estable los átomos de los gases nobles no se unen a otros átomos y forman moléculas monoatómicas.

Sobre estas ideas se propuso la " teoría del Octeto" en la que se establece que en las uniones químicas entre los átomos intervienen los electrones de la capa externa

Enlace Covalente

Las moléculas son conjuntos de átomos que se encuentran unidos a través de enlaces químicos denominados covalentes.

El enlace covalente es aquel en que dos átomos comparten pares de electrones, de esta manera, los átomos adquieren la configuración externa que predica la " Teoría del Octeto": 8(ocho) o 2(dos).

Como ya sabemos, en el enlace covalente las fuerzas que mantienen unidos los átomos son también de naturaleza electrostática, pero se producen cuando dos átomos comparten sus electrones para formar moléculas. Existen distintos tipos de enlaces covalentes:

- *Enlace covalente común:* el par electrónico compartido esta formado por un electrón proveniente de cada uno de los átomos que intervienen. Esta unión puede establecerse entre dos átomos iguales, en el enlace covalente apolar, o entre átomos diferentes, en el enlace covalente polar.
- *En el enlace covalente apolar,* como el que forman dos átomos de cloro, los electrones se ubican según su distribución geométrica.
- *En el enlace covalente polar,* los electrones no son atraídos de la misma manera por los núcleos y pasaran estadísticamente mas tiempo cerca del núcleo del átomo más electronegativo. La diferencia de atracción de los núcleos genera un *dipolo* permanente en la molécula. Por otra parte, los átomos pueden compartir uno o más pares de electrones y dar lugar a uniones *covalentes simples, dobles o triples*.
- *Enlace covalente dativo o coordinado:* es la unión que ocurre entre dos átomos de dos elementos, en la que el par electrónico compartido es aportado por uno de los dos átomos.

El enlace iónico

Entre los enlaces químicos que no forman moléculas se encuentra el *enlace iónico*, que es la fuerza electrostática, que mantiene unidos a los iones que forman compuestos.

En caso de anión o catión la pérdida o la ganancia de electrones conduce a una estructura electrónica de gas noble, de acuerdo con la Teoría del Octeto. Los átomos con baja energía de ionización forman cationes y los de alta energía de ionización forman aniones.

El enlace iónico involucra todos los iones presentes en el compuesto. A diferencia de lo que sucede en los compuestos covalentes, el enlace iónico no forma uniones localizadas, esta es la razón por lo que no se pueden distinguir moléculas.

Enlace Metálico

Entre los enlaces químicos que no forman moléculas también se encuentra el *enlace metálico*.

Los metales forman una red cristalina cuyos "nudos" están constituidos por los cationes. Los electrones de enlace, están deslocalizados, se desplazan entre los cationes en distintas direcciones. De ellos resulta una estructura de iones positivos que parecen estar inmersos en un "mar de electrones". Las fuerzas de cohesión entre esos cationes y los electrones deslocalizados forma un tipo de enlace entre átomos que es denominada *enlace metálico*.

Atracciones Intermoleculares

Las consideraciones anteriores sobre uniones químicas muestran que la estructura de los átomos determina el tipo de unión que se establece para formar las moléculas, lo cual origina distintas estructuras moleculares.

Como consecuencia de la estructura que presentan las moléculas se produce entre ellas diferentes fuerzas de atracción. Estas fuerzas son de distinta intensidad y mantienen más o menos unidas entre sí las moléculas, determinando las propiedades que caracterizan a las distintas sustancias.

Las fuerzas de atracción intermoleculares se denominan fuerzas de Van der Waals.

Entre las fuerzas de Van der Waals se pueden mencionar:

Fuerzas de London: En las moléculas no polares puede producirse un desplazamiento relativo de los electrones originando un polo positivo y otro negativo (dipolo transitorio) que determinan una atracción entre dichas moléculas. La intensidad de estas fuerzas es proporcional al grado de polarización momentánea que se produce a las moléculas.

Fuerzas dipolo–dipolo inducido: En ciertas ocasiones, una molécula polar (dipolo), al estar próxima a otra no polar, induce en esta un dipolo transitorio, produciendo una fuerza de atracción llamada *dipolo–dipolo inducido*.

Fuerzas dipolo–dipolo: Cuando dos moléculas polares se aproximan, se produce una atracción entre el polo positivo y negativo de estas. Esta fuerza de atracción entre dos dipolos es tanto más intensa cuanto mayor es la polarización de dichas moléculas polares.

Unión puente de Hidrogeno: en algunas sustancias que contienen hidrogeno, se observa una forma de unión entre sus moléculas denominada *unión puente de hidrogeno*.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

En la Tabla Periódica, donde los elementos están ordenados por sus números atómicos crecientes, se observa

una repetición periódica de las propiedades.

Algunas de las propiedades en las que se muestra dicha periodicidad pueden ser:

Radio Atómico

Habida la cuenta de que los átomos tienen forma esférica, se ha establecido que:

a) Radio Atómico es la distancia existente entre el centro del núcleo y la órbita electrónica externa del átomo.

El modo como varía el radio atómico se atribuye al aumento de la carga nuclear. Al ser mayor, los electrones que están en la misma órbita son atraídos con mayor intensidad por el núcleo y entonces el radio disminuye.

Los gases inertes constituyen una excepción a este comportamiento, ya que al tener un número mayor de electrones en su última órbita, la repulsión eléctrica que se establece entre ellos produce un incremento del radio atómico.

b) en un mismo grupo de la Tabla Periódica, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo.

El incremento del radio atómico es consecuencia del aumento del número de órbitas. Las capas electrónicas producen un efecto pantalla que reduce la atracción que ejerce sobre los electrones el núcleo positivo.

Radio Iónico

Se entiende por radio iónico a la distancia entre el centro del núcleo y la órbita electrónica externa del ion.

Cuando un átomo neutro cede electrones, transformándose en catión, su radio disminuye. Por el contrario, si un átomo gana electrones, completando su última órbita con ocho electrones, se transforma en un anión y su radio aumenta. Esto se explica por la repulsión eléctrica entre los electrones, de modo similar a lo que sucede con los gases inertes.

Potencial de Ionización

Cuando a un átomo neutro se le quita un electrón se ioniza, transformándose en catión. El proceso para arrancar un electrón requiere cierta cantidad de energía que se denomina *potencial de ionización* y que se puede definir así:

Potencial de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de la capa externa de un átomo aislado.

Este potencial también resulta ser una función periódica del número atómico, observándose lo siguiente:

- *en general, dentro de cada periodo de la Tabla Periódica, el potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha.*

El incremento que se observa en el potencial de ionización se relaciona con el aumento del número atómico, o sea, de la carga nuclear positiva que atrae más a los electrones negativos.

- *en un mismo grupo de la Tabla Periódica, el potencial de ionización disminuye de arriba hacia abajo.*

Al aumentar el número atómico se incrementa el número de órbitas, y por lo tanto, se reduce la atracción entre el núcleo y los electrones externos.

Afinidad electrónica

En las propiedades químicas de los elementos, ejerce una considerable influencia la tendencia de un átomo neutro a capturar electrones para transformarse en anión. Esta cualidad se mide por la denominada *afinidad electrónica*, que se puede definir así:

energía que se libera cuando un átomo neutro gana un electrón.

En general, la afinidad electrónica varía en la Tabla Periódica de modo análogo al potencial de ionización.

Electronegatividad

Con relación a la mayor o menor capacidad que presentan los átomos para atraer a los electrones que comparten en una unión covalente, se ha introducido el concepto de *electronegatividad* que puede definirse así:

Electronegatividad es la capacidad que posee un átomo para atraer al 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 F, Cl, O, S, etc. el elemento más electronegativo es el fluor, y el menos el francio. Los gases inertes no se incluyen, ya que generalmente no forman uniones químicas.