

GUIA DE CLASES No. 2

2. Fundamentos de Ciencias de los Materiales.

La Ciencia de los Materiales es la disciplina que se encarga de estudiar la formación de los materiales y sus propiedades. El objetivo de esta disciplina es proporcionar criterios para buscar y seleccionar los materiales apropiados para aplicaciones de Ingeniería.

2.1. Estructura atómica

Átomos

Un átomo es la "cantidad menor de un elemento químico que tiene existencia propia y se consideró indivisible. Se compone de un núcleo, con protones y neutrones, y de electrones orbitales, en número característico para cada elemento químico" <http://www.el-castellano.com/diccio.html>. Existen 92 clases naturales de átomos, más 11 artificiales, o creadas por el hombre en laboratorios. Probablemente toda la materia del mundo está compuesta de una o más de esas 103 clases de átomos. También se cree que toda la materia del Universo está formada por tales átomos.

Modelos Atómicos

http://icc.ucv.cl/materiales/links_1.htm

http://icc.ucv.cl/materiales/docencia_1.htm (febrero 2006)

Una vez probada la existencia de protones y electrones en los átomos, surgió el primer modelo atómico propuesto por **Thomson**, quien postuló que el átomo esta compuesto por una esfera de electricidad positiva con distribución uniforme de cargas negativas dentro de ella, es decir, una unidad simétrica neutra, donde casi toda la masa esta asociada por la electricidad positiva. Este modelo no ofreció explicaciones satisfactorias a ciertos hechos experimentales, especialmente a los realizados por Rutherford, quien estudió el comportamiento de los rayos alfa cuando incidían sobre una lámina delgada de oro; al disparar el haz de partículas alfa sobre esta lámina no se debía presentar desviación de su trayectoria y con base en esto **Rutherford** estableció un nuevo modelo atómico, donde se señalaron los siguientes aspectos:

- El núcleo del átomo debe ser muy pequeño en comparación con el tamaño total del átomo.
- Las partículas alfa son deflectadas porque son rechazadas por una alta concentración de cargas positivas inamovibles.

- Los electrones deben estar alrededor del núcleo y no dentro de él y estos determinan el volumen del átomo.

Este modelo, sin embargo, presentó una serie de problemas debido a que los electrones no podían permanecer estacionarios a cierta distancia del núcleo, pues se precipitarían sobre él debido a las fuerzas electrostáticas. Tampoco podrían considerarse moviéndose en órbitas alrededor del núcleo debido a que estos son considerados partículas cargadas eléctricamente que irradian energía en forma de ondas generando un arco iris de colores hasta finalmente caer en el núcleo debido a la pérdida de energía; en consecuencia éste modelo predice incorrectamente un espectro continuo y la distribución del átomo. La estabilidad de los átomos y la emisión de la energía solo en determinadas frecuencias cuando son excitados (según la ecuación de Plank, efecto fotoeléctrico), llevan a la conclusión de que los átomos no obedecen las leyes de la física clásica y fue hasta 1913 cuando **Niels Bohr** con base en la cuantización de la energía y el átomo nuclear de Rutherford propuso un nuevo modelo atómico tomando como base el átomo de Hidrógeno.

La naturaleza ondulatoria de los electrones fue mostrada gracias al efecto fotoeléctrico, a los principios de cuantización, incertidumbre y dualidad onda partícula y gracias a éstos fue que se pudo en 1926 por **Erwing Schrodinger** desarrollar una ecuación que relaciona la energía de un sistema con sus propiedades ondulatorias.

Sin embargo, para efectos de este curso, el modelo de **Rutherford**, aunque incompleto, es suficiente para comprender las propiedades atómicas que explican las propiedades de los materiales.

Elementos

La materia compuesta de una sola clase de átomos recibe el nombre de elemento. Como las clases de átomos que se conocen son 103, existirán también 103 elementos: 92 naturales y 11 artificiales.

Más frecuentemente la materia está formada por diferentes clases de átomos, en tal caso se les llama compuestos.

La Tabla Periódica

http://www.masalto.com/tareas/ligas.phtml?ficha_id=108&cat=053&seccion=003&subsecc=002&subcat=194&subj=476 (febrero 2006)

<http://www.webelements.com> (febrero 2006)

La idea básica de la Tabla es que las propiedades químicas de los elementos son propiedades periódicas o recurrentes y cuando éstos se disponen de manera adecuada se pueden predecir con un buen grado de exactitud el comportamiento químico de cualquier elemento. Mendeleiv ordenó los elementos con base en su masa atómica creciente. Cuando se hace esta ordenación todos los elementos que caen en una columna vertical tienen propiedades químicas muy similares. Predijo

que con el tiempo se descubrirían ciertos elementos adicionales e intentó adelantar los pesos atómicos y las propiedades de tres de ellos en detalle. Antes de que transcurrieran 25 años se descubrieron éstos elementos y sus propiedades resultaron ser las anticipadas.

Su tabla se utilizó durante muchos años pero se presentaban ciertas anomalías consistentes en que los elementos con peso mayor debían colocarse antes que otros de menor peso, para que coincidieran sus propiedades. Estas discrepancias indicaron que debía haber otra propiedad más determinante que la masa atómica y le correspondió a Moseley descubrirla. Moseley descubrió que al incidir una corriente de electrones de alta energía en un metal se producían radiaciones en la región de los rayos X. El estudio de éstos espectros reveló que las frecuencias de las líneas eran características del elemento usado. Moseley midió estas frecuencias características y halló una relación lineal entre la masa y el número atómico Z del elemento, este número atómico era el número de protones en el núcleo. A raíz de los experimentos de Moseley, los elementos se ordenaron en la tabla periódica con base en sus números atómicos en vez de sus pesos atómicos, resolviéndose así completamente las anomalías existentes hasta entonces.

La masa atómica se mide en “uma” (u), que significa "unidad de masa atómica" y equivale a una doceava parte de la masa del núcleo del isótopo más abundante del carbono, el carbono-12. Se corresponde aproximadamente con la masa de un protón.

La Tabla periódica también indica la relación entre la configuración electrónica de los elementos y su ubicación. Los elementos que pertenecen al mismo grupo tienen la misma configuración electrónica externa, estos electrones externos o de último nivel son los electrones de valencia, responsables de las reacciones químicas. Estos electrones de valencia se calculan a partir del principio de exclusión de Pauli, (en el que se establece el número de electrones que pueden ser ubicados en cada nivel atómico, a través de una sencilla expresión: $2n^2$, donde n es el nivel cuántico) y la regla del octeto (“cuando se forma un enlace químico los átomos reciben, ceden o comparten electrones de tal forma que la capa más externa de cada átomo contenga ocho electrones”).

Por ejemplo el elemento Si (Silicio) tiene un número atómico $Z = 14$ y su masa atómica es 28 uma. Por el número atómico se conoce que tiene 14 protones y, en consecuencia 14 electrones. La masa atómica corresponde a la suma de los protones más los neutrones (el peso de los electrones es despreciable) y al ser 28, se concluye que este elemento posee también 14 neutrones.

La estructura atómica del Silicio constaría de un núcleo con 14 protones y 14 neutrones y tres niveles de electrones: el primero con 2 electrones, el segundo con 8 y el tercero con los restantes 4 electrones, que serían los que estarían disponibles para reaccionar con otros átomos.

Tabla Periódica y tamaño atómico http://icc.ucv.cl/materiales/links_1.htm

La distribución de electrones en los átomos está determinada por una función de probabilidad, de tal manera que incluso a grandes distancias del núcleo puede haber una densidad electrónica. En consecuencia no es posible establecer con precisión

cual es el tamaño de un átomo. Con todo, se han construido tablas de radios atómicos e iónicos utilizando las distancias observadas experimentalmente en los cristales. Sin olvidar que estas distancias no son completamente invariables, y solo pueden usarse como una guía. Se han ideado varias técnicas para determinar los tamaños atómicos y estos se derivan de la propiedad observada, la difracción electrónica, y de rayos X, proporcionan información sobre la configuración electrónica. Como los átomos nunca existen solos en sistemas químicos, si no que están acompañados por otros átomos, se podrían definir el radio atómico por la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos cuando las sustancias se encuentran en su forma más densa, es decir, en estado sólido, es evidente que el radio de un átomo o de un ion, depende del medio que lo rodea, esto es, de la naturaleza eléctrica de los átomos vecinos en las moléculas y de la distribución de los iones en los cristales. El átomo de carbono proporciona un ejemplo, pues se encuentra un valor cuando se combina consigo mismo, por ejemplo, en el diamante, donde la distancia C-C es 1.54 Angstroms y, por lo tanto, el radio es .077 Angstroms. Las dimensiones atómicas se han reportado hasta el momento en unidades Angstroms, donde 1 Angstrom es 10^{-10} m.. así como la distancia del enlace Cl-Cl es de $1.98 \cdot 10^{-10}$ m. A lo largo de un periodo el radio atómico no debería cambiar, de un modo general, puede decirse que este decrece; este decrecimiento se debe al hecho de que a medida que se corre un lugar a lo largo de un periodo, se incrementa la carga nuclear y el electrón añadido entra en el mismo nivel energético; es resultado es una mayor fuerza de atracción del núcleo y por tanto la disminución del radio si se considera un grupo, es radio atómico aumenta al aumentar el número atómico, debido ala adición de niveles cuánticos principales, aunque la carga nuclear aumente, los electrones de los niveles internos neutralizan parcialmente el campo nuclear; es decir, este efecto pantalla cancela parcialmente el aumento de carga, hay menor atracción por los electrones del ultimo nivel y el radio aumenta. En otros términos, el efecto pantalla hace que la carga efectiva del núcleo sea menor que la carga real.

Compuestos

Cualquier clase de materia, constituida por átomos de diferente clase, recibe el nombre de compuesto.

En la naturaleza existen más compuestos que elementos

- El agua es un compuesto formado por átomos de (H) y de (O).
- También es un compuesto el azúcar, constituida por átomos de carbono (C), de (H) y de (O)
- El óxido de hierro y el bióxido de carbono son igualmente compuestos.

Elementos activos

Hay elementos que tienden a combinarse rápidamente con otros para formar compuestos. Tales elementos son muy activos. Otros, por el contrario, o se combinan muy lentamente, o casi nunca se combinan. El cloro es elemento muy activo. Los elementos muy activos rara vez se encuentran puros en la naturaleza; casi siempre forman parte de cuerpos compuestos.

El oxígeno es muy activo cuando se verifica una combustión. Se combina

rápidamente con los elementos de la materia que arde, ocasionando compuestos. Pero no siempre tiene la misma actividad. Con el hierro, por ejemplo, se combina lentamente, dando lugar a un compuesto que vulgarmente conocemos con el nombre de herrumbre, y que es una forma de óxido de hierro.

El hierro se oxida en ambiente húmedo. La presencia de la sal acelera el proceso de oxidación.

El nitrógeno es un elemento poco activo. Por este motivo en la atmósfera se mantiene constante en cuanto a cantidad.

El gas argón y los gases raros de la atmósfera (helio, neón, xenón criptón) se llaman gases inertes que significa inactivos. Estos gases, bajo las condiciones normales, no se combinan con otros elementos.

Sustancias. <http://www.oei.org.co/fpciencia/art08.htm#4> (febrero 2006)

La materia que nos rodea se presenta en forma de sustancias con distinto aspecto y propiedades. El conocimiento de estas propiedades puede aportar alguna información acerca de las fuerzas que hacen unirse a las partículas en una sustancia. Así, por ejemplo, los puntos de fusión y ebullición de las diversas sustancias son indicativos de la mayor o menor fuerza de enlace entre las partículas (átomos, iones o moléculas) que constituyen el sólido o líquido. Por otra parte si una sustancia en determinadas condiciones conduce la corriente eléctrica, podría pensarse también en la existencia de partículas cargadas. Otras propiedades pueden ser la solubilidad, la facilidad de deformación o fragilidad de los sólidos, etc.

La diversidad de propiedades existentes (densidad, temperaturas de fusión y ebullición, dureza, solubilidad en diferentes líquidos, conductividad,..) hace que resulte difícil clasificar en unos pocos grupos a todas las sustancias y cualquier regla que se establezca para ello dejará fuera a sustancias con propiedades intermedias o atípicas. No obstante, a pesar de ello ha sido posible clasificar a la mayor parte de ellas en relación a las formas fundamentales de unión entre los átomos, es decir según los cuatro tipos de enlace (ver [2.2 Enlaces Químicos](#)):

- En primer lugar se encuentran sustancias como el cloruro de sodio, yoduro de potasio, cloruro de magnesio, etc... que son compuestos de aspecto cristalino, frágiles y con elevados puntos de fusión y ebullición. Son, en general, más o menos solubles en disolventes del tipo del agua y no lo son en disolventes del tipo del benceno. No son conductores de la corriente en estado sólido, pero sí cuando se presentan fundidos o en disolución. La existencia de este tipo de sustancias, entre las que hemos citado como ejemplos típicos a las sales, está ligada a una forma de enlace que se estudiará más adelante y que se denomina enlace iónico, designando consecuentemente dichas sustancias como **compuestos iónicos**.
- En segundo lugar, existen sustancias como el oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, dióxido de carbono, naftaleno, agua, amoníaco, etc, muchas de las cuales se encuentran, a temperatura y presión ordinarias, en forma de gases

constituidos por moléculas de una gran estabilidad pues resisten, en general, temperaturas elevadas sin descomponerse. En cambio cuando se hallan en estado sólido o líquido tienen por lo general bajos puntos de fusión y de ebullición. Por otra parte, los sólidos de esta clase no se disuelven en disolventes del tipo del agua, haciéndolo en los del tipo del benceno y no conducen la corriente eléctrica en estado líquido ni tampoco lo hacen sus disoluciones. El comportamiento de estas sustancias hace suponer la existencia de fuertes uniones intramoleculares dada la estabilidad de dichas moléculas, y de débiles uniones intermoleculares, teniendo presente la facilidad con que se logra separar las moléculas. Es decir, se pone de manifiesto la existencia en este tipo de sustancias de dos formas de enlace asociadas, denominándose a la primera **enlace covalente** y conociéndose las débiles interacciones intermoleculares como **fuerzas de van der Waals** (profesor de la Universidad de Amsterdam, premio Nobel en 1910, que modificó la ecuación general de los gases teniendo en cuenta, entre otras cosas, que entre sus moléculas podían existir fuerzas de atracción). En algunos casos se presenta sólo una de estas formas de unión. Así, se ha conseguido solidificar a los gases nobles que en condiciones normales se presentan como gases formados por átomos sueltos, en esos sólidos sólo estarán presentes, pues, las débiles fuerzas de van der Waals que aquí se ejercen entre partículas monoatómicas. Por otra parte el diamante, carbono puro, es un ejemplo de sustancia cuyos cristales constituyen verdaderas moléculas gigantes en las que todas las uniones entre átomos de carbono tienen las características del **enlace covalente**.

- Por último, están los metales, cuya propiedad más típica es su carácter conductor del calor y la electricidad en estado sólido. Los metales constituyen más de las tres cuartas partes de los elementos del sistema periódico por lo que no es de extrañar que exista una gran variedad en propiedades tales como dureza, punto de fusión, etc. Muchos de ellos tienen un brillo característico y son fácilmente deformables, es decir, son dúctiles y maleables (se separan fácilmente en hilos y láminas). El tipo de enlace existente entre los átomos de un metal se denomina, por razones evidentes, **enlace metálico**.

2.2. **Enlaces químicos.** <http://www.oei.org.co/fpciencia/art08.htm#4> (Febrero 2006)

Tipos de enlace

El enlace se define como la fuerza que mantiene juntos a grupos de dos o más átomos y hace que funcionen como unidad. Por ejemplo en el agua la unidad fundamental es la molécula H-O-H cuyos átomos se mantienen juntos por dos enlaces O-H. Se obtiene información acerca de la fuerza del enlace midiendo la energía necesaria para romperlo, o sea la energía de enlace.

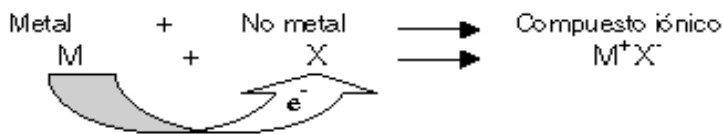
Los átomos interactúan entre sí de diversas formas para formar elementos o compuestos y se considerarán ejemplos específicos para ilustrar los diversos tipos de enlace. Existen tres tipos importantes de enlaces que se forman entre los átomos de

un compuesto: iónico (o electrovalente), covalente (polar, no polar y el coordinado) y el enlace metálico.

Formación de iones y del compuesto iónico

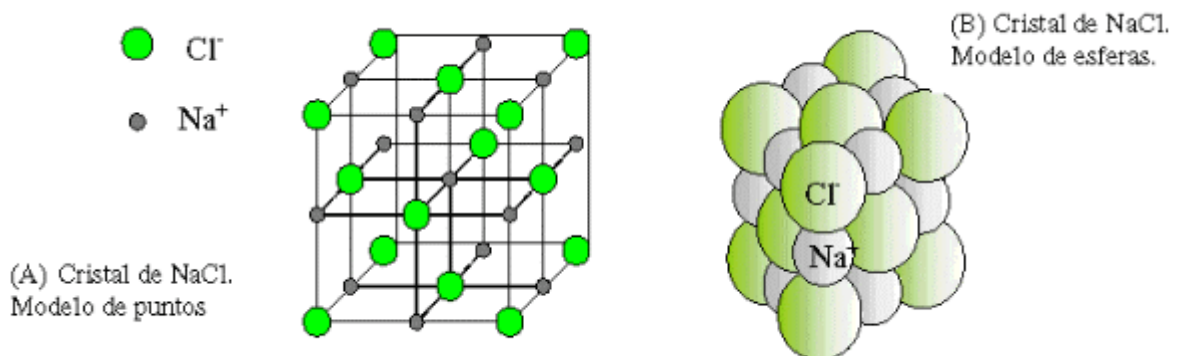
Al disolver en agua cloruro de sodio sólido, la disolución resultante conduce la electricidad; esto indica que el cloruro de sodio está compuesto por iones Na^+ y Cl^- . Así cuando el sodio y el cloro reaccionan para formar cloruro de sodio, los átomos de sodio transfieren electrones a los átomos de cloro para formar los iones Na^+ y Cl^- que se agregan a continuación para formar cloruro de sodio sólido. Esta sustancia sólida resultante es dura; tiene punto de fusión de aproximadamente 800°C . La gran fuerza de enlace en el cloruro de sodio se debe a las atracciones entre iones de carga opuesta que se encuentran muy cercanos entre sí. Este es un ejemplo de enlace iónico.

Cuando un átomo que pierde electrones con relativa facilidad reacciona con otro que tiene alta afinidad electrónica se forman sustancias iónicas; en otras palabras la formación de un compuesto iónico se debe a la reacción entre un metal y un no metal.



El enlace iónico se forma cuando un átomo que pierde electrones relativamente fáciles (metal) reacciona con otro que tiene una gran tendencia a ganar electrones (no metal).

Los compuestos unidos por enlaces iónicos forman redes cristalinas de iones, que denominamos cristal. La red cristalina es una estructura gigante que contiene un número indefinido de iones (las cargas positivas son iguales, en cantidad, a las negativas), de manera que el conjunto sea eléctricamente neutro.



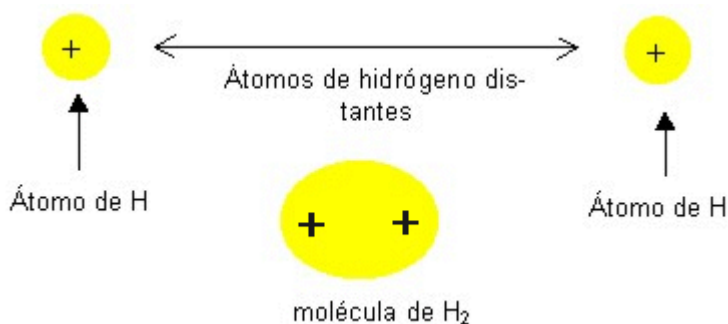
En la figura anterior se puede ver la estructura del cloruro de sodio. En la forma (A) se indican las posiciones (centros) de los iones. En la forma (B) se representan los iones como esferas empacadas. Los iones esféricos están empacados de manera que las atracciones iónicas se maximicen.

Electronegatividad

Linus Pauling definió la electronegatividad como la capacidad que tienen los átomos de atraer y retener los electrones que participan en un enlace químico. La electronegatividad se ha establecido en una escala de 0 hasta 4. Pauling asignó de manera arbitraria un valor de 4 al flúor que es el elemento con más capacidad para atraer electrones. En química los valores de electronegatividad de los elementos se determinan midiendo las polaridades de los enlaces entre diversos átomos. La polaridad del enlace depende de la diferencia entre los valores de electronegatividad de los átomos que lo forman.

El enlace covalente

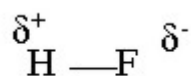
El modelo de enlace entre iones no se puede utilizar para explicar la unión entre cualquier pareja de átomos. Si dos átomos son iguales, no existe ninguna razón que justifique que uno de estos átomos se transforme en ión. Para justificar estas situaciones se utiliza otro modelo de enlace. Cuando los átomos que forman un enlace comparten sus electrones con la finalidad de cumplir con la regla de los ocho, se forma un enlace. El tipo de enlace que se observa en la molécula de hidrógeno y en otras moléculas en que los electrones son compartidos por los dos núcleos se llama enlace covalente. En la molécula de H_2 los electrones residen principalmente en el espacio entre los núcleos en donde son atraídos de manera simultánea por ambos protones. El aumento de fuerzas de atracción en esta zona provoca la formación de la molécula de H_2 a partir de dos átomos de hidrógeno separados. La formación de un enlace entre los átomos de hidrógeno implica que la molécula H_2 es más estable por determinada cantidad de energía, que dos átomos separados (energía de enlace).



Otros tipos de enlaces covalentes entre los átomos

Hasta el momento se han considerado dos tipos de enlace extremos. En el enlace iónico, los átomos que participan son tan distintos que ganan o pierden uno o más electrones para formar iones con carga opuesta. El enlace se debe a las atracciones entre los iones. En el enlace covalente dos átomos idénticos comparten electrones de manera igual. La formación del enlace se debe a la atracción mutua de los dos núcleos hacia los electrones compartidos. Entre estos extremos se encuentran casos intermedios en los cuales los átomos no son tan distintos que ganen o pierdan electrones en su totalidad, pero son bastante distintos para que haya un compartimento desigual de electrones y se forme lo que se conoce como enlace

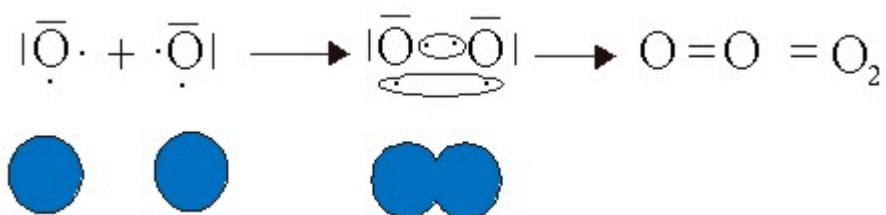
covalente polar. La molécula de fluoruro de hidrógeno (HF) contiene este tipo de enlace en el cual existe la siguiente distribución de carga:



En donde la letra griega (delta) indica una carga parcial o fraccionaria.

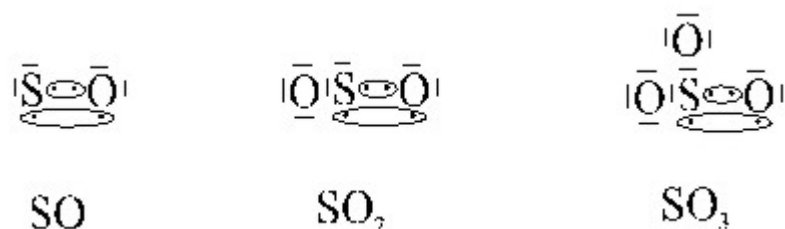
Enlace covalente múltiple

Algunos elementos del sistema periódico tienen la particularidad de poder establecer uniones covalentes en las que se comparten varios electrones formándose enlaces covalentes múltiples. Este es el caso, por ejemplo, de las moléculas de oxígeno y nitrógeno. En efecto, el oxígeno es un elemento que se encuentra en la sexta columna del sistema periódico por lo que tiene seis electrones de valencia y le faltan dos para completar el octeto. (Regla del octeto: “cuando se forma un enlace químico los átomos reciben, ceden o comparten electrones de tal forma que la capa más externa de cada átomo contenga ocho electrones, y así adquiere la estructura electrónica del gas noble más cercano en el sistema periódico”).



La formación de la molécula de O₂, se puede explicar así por la compartición de dos electrones de valencia aportados por cada átomo formándose un enlace covalente doble entre los átomos de oxígeno

Cuando el par de electrones compartidos pertenece solo a uno de los átomos se presenta un enlace covalente coordinado o dativo. El átomo que aporta el par de electrones se llama donador y el que los recibe receptor o aceptor.



El donador será siempre el elemento menos electronegativo, tal como se muestra en el ejemplo entre el oxígeno y el azufre, que puede dar lugar a las moléculas correspondientes a distintos óxidos de azufre. Este enlace una vez formado no se diferencia para nada del enlace covalente normal. Sin embargo debido a cómo se origina se le puede denominar enlace covalente dativo o coordinado. Conviene tener

en cuenta que no siempre las moléculas que teóricamente se podrían formar utilizando este tipo de enlace, existen en la realidad, ya que en ello intervienen también otros factores que aquí no hemos tenido en cuenta, como por ejemplo, el tamaño de los átomos que van a enlazarse y la propia geometría o forma de las moléculas.

Conductividad del enlace covalente

La falta de conductividad en estas sustancias se puede explicar porque los electrones de enlace están fuertemente localizados atraídos por los dos núcleos de los átomos enlazados. La misma explicación se puede dar para las disoluciones de estas sustancias en disolventes del tipo del benceno, donde se encuentran las moléculas individuales sin carga neta moviéndose en la disolución. Dada la elevada energía necesaria para romper un enlace covalente, es de esperar un elevado punto de fusión cuando los átomos unidos extiendan sus enlaces en las tres direcciones del espacio como sucede en el diamante; no obstante, cuando el número de enlaces es limitado como sucede en la mayor parte de las sustancias (oxígeno, hidrógeno, amoníaco, etc.) con enlaces covalentes, al quedar saturados los átomos enlazados en la molécula, la interacción entre moléculas que se tratará más adelante, será débil, lo que justifica que con frecuencia estas sustancias se encuentren en estado gaseoso a temperatura y presión ordinarias y que sus puntos de fusión y ebullición sean bajos.

Enlace metálico

Las 3/4 partes de elementos del sistema periódico son metales. El papel que estas sustancias han tenido en el desarrollo de la humanidad es tan importante que incluso se distingue entre la edad de piedra, la edad del bronce y la del hierro. De los 90 elementos que se presentan en la naturaleza algunos metales como el sodio y el magnesio, pueden extraerse de los océanos donde se encuentran disueltos. Los demás metales se suelen obtener a partir de depósitos minerales que se hallan encima o debajo de la superficie terrestre. Algunos metales son tan poco reactivos que es posible encontrarlos directamente en forma elemental, este es el caso del oro, la plata y el platino. Otros se encuentran formando parte de distintos compuestos químicos. En general presentan propiedades muy peculiares que los han diferenciado desde hace siglos de las restantes sustancias, tales como: ser excelentes conductores del calor y la electricidad en estado sólido, ser fácilmente deformables (lo que permite trabajarlos y fabricar con ellos objetos de distintas formas). Por otra parte suelen presentarse como sólidos de dureza variable, con muy diversos puntos de fusión y ebullición (el galio, por ejemplo, funde a 2978° mientras que otro metal, el tantalio, lo hace a casi 3000°).

Desde el punto de vista electrónico los átomos de los metales se caracterizan por tener pocos electrones de valencia. Además dichos electrones tienen mucha facilidad para moverse en el nivel de energía en el que se encuentran (nivel más externo) lo cual podemos interpretar (en una primera aproximación) como una consecuencia de que éste se encuentre tan vacío.

Si se toma como ejemplo el átomo de sodio, podemos plantearnos el problema de cómo explicar la existencia de un cristal de sodio metálico. Si intentamos aplicar el concepto de enlace covalente desarrollado en el punto anterior, nos encontramos con

una dificultad: cada átomo de sodio, en su nivel de energía más externo, sólo tiene un electrón por lo que le faltarían 7 más para completar su octeto.

En principio podemos pensar en la compartición de 8 electrones aportados por otros tantos átomos de sodio. Dichos electrones debido a su gran movilidad formarían una especie de nube electrónica común a 8 cationes Na^+ y esto se extendería en las tres direcciones del espacio con todos los restantes átomos del metal. La idea anterior se puede aplicar a cualquier metal que podría entenderse así como una red de iones positivos vibrando en torno a una posición de equilibrio, en cuyo interior habría una nube colectiva de electrones de valencia con gran libertad de movimientos, la cual actuaría como elemento de unión entre los iones positivos. Esta es precisamente una de las características fundamentales del enlace metálico: la deslocalización de los electrones de valencia

El modelo establecido para explicar el enlace metálico también es coherente con otras propiedades características de los metales como, por ejemplo, la posibilidad de deformación sin que se produzca la rotura del cristal (como ocurre en los sólidos iónicos) ya que la deformación del cristal supone únicamente un desplazamiento de los planos de la red que conduce a una nueva situación que apenas se diferencia en nada de la anterior. En las figuras siguientes se pueden diferenciar de forma simple estos fenómenos:



(Comparación entre el comportamiento de un sólido metálico y otro iónico cuando se someten a una fuerza)

Análogamente el hecho de que los metales sean mejores conductores del calor que materiales como la madera o el corcho blanco, se puede explicar también por la facilidad con que en los primeros se pueden mover los electrones de valencia y pueden vibrar los restos atómicos positivos. Todos hemos notado alguna vez lo bien que un metal transmite el calor cuando, por ejemplo, tocamos un objeto metálico que ha estado expuesto un tiempo al sol. La sensación es muy distinta que si tocamos un objeto de madera (igualmente expuesto) el cual nos parece que está a menor temperatura porque transmite mucho peor el calor a nuestra piel. Es por eso que los metales son muy malos aislantes térmicos.