

Unidad 6

EL ENLACE QUÍMICO ó UNIÓN QUÍMICA

Con el término enlace o unión se designa al conjunto de interacciones que mantienen a los átomos o a las moléculas unidas entre sí para dar lugar a estructuras más estables que los átomos o moléculas de partida.

La causa de que se produzca el enlace va a ser la economía energética, es decir, la búsqueda de estabilidad.

Los átomos tienden a adquirir la configuración electrónica del gas noble que tienen más próximo, para lo cual juegan con los electrones de su capa de valencia.

En general los enlaces pueden agruparse en dos grandes grupos:

✓ **Enlaces interatómicos o intramoleculares:**

Son los que mantienen unidos entre sí a un conjunto de átomos para dar lugar a una molécula u otra estructura superior al propio átomo aislado. Estos enlaces se subdividen en tres categorías:

1. Enlace **iónico**: Entre metal y no metal
2. Enlace **covalente**: Entre no metal y no metal
3. Enlace **metálico**: Entre los átomos de un mismo metal

✓ **Enlaces intermoleculares:**

Son los que mantienen unidas entre sí las moléculas de una misma sustancia. Estudiaremos los siguientes:

1. Fuerzas de Van der Waals
2. Puentes de hidrógeno

Los enlaces intermoleculares son más débiles que los intramoleculares o interatómicos.

ENLACES INTERATÓMICOS

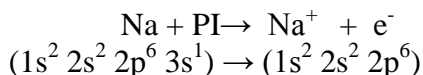
ENLACE IÓNICO

De la configuración electrónica de los elementos puede deducirse su capacidad para perder o ganar electrones.

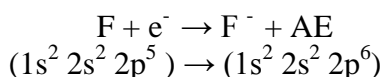
Un metal alcalino puede transformarse fácilmente en ión positivo, es decir, adquirir la configuración del gas noble mediante el aporte de una cierta cantidad de energía que denominamos **Potencial de ionización (PI)**

En cambio, un halógeno tiene tendencia a captar electrones para adquirir la configuración del gas noble transformándose en ión negativo y cediendo energía **AE (Afinidad electrónica)**.

Por tanto, si dos elementos de **electronegatividades** muy diferentes se hallan uno en presencia de otro, se producirá una cesión de electrones del elemento menos electronegativo al más electronegativo, formándose los respectivos iones positivo y negativo.



Cesión de un electrón por el átomo de sodio



Captación de un electrón por el átomo de flúor

Es fácil deducir que estos iones de signo contrario se unirán por fuerzas electrostáticas de atracción. Así pues, el enlace iónico es el que se forma entre iones de distinto signo, debido a dichas fuerzas electrostáticas.

Dentro de la molécula los iones mantienen su individualidad como iones separados.

Al número de electrones que un elemento toma o cede para transformarse en un ión se denomina “valencia iónica” o “electrovalencia” de dicho elemento.

Redes iónicas: Aunque por razones prácticas hablemos de moléculas iónicas y las escribamos esquemáticamente (por ej. NaCl, CsCl), en realidad los compuestos iónicos no forman moléculas aisladas sino redes cristalinas en las que los iones se sitúan de modo que se maximice la atracción electrostática entre ellos ya que dicha atracción es la responsable de la sustentación del edificio cristalino. La molécula como tal sólo aparecerá cuando la sal se encuentre en fase de vapor.

Para que se forme una red iónica deben cumplirse las siguientes condiciones:

- El número de cargas de un signo debe ser igual al de cargas de signo contrario, para que el cristal resulte eléctricamente neutro.
- Los iones se ordenarán en el espacio de modo que se consiga el empaquetamiento más compacto posible. El grado de empaquetamiento dependerá del tamaño de los iones.

Estas condiciones determinarán la geometría de la estructura cristalina ya que la disposición de los iones de distinto signo se hará de manera que se satisfagan dichas condiciones.

El número de iones de un signo que rodean a iones de signo contrario se define como **índice de coordinación**.

En cuanto al carácter iónico del enlace, es decir, la fortaleza del mismo, se puede establecer que cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividades entre los elementos que la forman, mayor será dicho carácter iónico.

Propiedades de los sólidos iónicos: La naturaleza de este enlace confiere a los sólidos iónicos unas propiedades características, de las que destacamos las siguientes:

- **Dureza:** Debido a la fuerza del enlace, estos sólidos presentan una elevada resistencia a ser rayados.

- Fragilidad: Los sólidos iónicos son bastante frágiles, ya que el deslizamiento de un plano del cristal sobre otro aplicando una fuerza exterior, desloca el empaquetamiento y hace que se enfrenten iones del mismo signo, con la consiguiente aparición de fuerzas repulsivas que contribuyen a la fractura del cristal.
- Solubilidad: Los sólidos iónicos son solubles por disolventes polares. El agua por ejemplo, disuelve fácilmente este tipo de compuestos, debido a que los dipolos del solvente se orientan en torno a los iones del cristal, creándose en torno a ellos una doble capa electrónica que aísla un ión de otro, quedando así anuladas las fuerzas interiónicas de atracción.
- Conductividad: Los iones están fijos dentro de la red, por lo que la inmovilidad de las cargas hace que estos compuestos iónicos, en estado sólido no sean conductores de la electricidad, siéndolo en disolución o fundidos, ya que en esos casos los iones quedan libres.

ENLACE COVALENTE

El enlace covalente se forma por compartición de electrones entre los diferentes átomos que forman la molécula.

Los elementos que forman enlaces de este tipo son los más electronegativos del Sistema Periódico, es decir, los no metálicos.

La diferencia de electronegatividades entre los átomos que forman la molécula puede variar desde cero (si los átomos son iguales) hasta valores que, en ningún caso, pueden dar lugar a que se produzca una transferencia de electrones de un átomo a otro. Por esta razón, cada átomo tenderá a adquirir su configuración electrónica estable compartiendo electrones con otros átomos de características similares.

Estructuras de Lewis: Lewis, basándose en la regla del octeto, que establece que cada átomo tiende a tener ocho electrones en su última capa postuló la teoría siguiente:

“Los elementos forman enlace compartiendo uno o varios pares de electrones de forma que su capa de valencia adquiera configuración de gas noble”

Esto puede representarse de forma muy sencilla mediante las estructuras o diagramas de Lewis, que constituyen la visualización inmediata de lo que es un enlace covalente. En ellas no aparece la estructura correspondiente a las capas interiores de cada átomo, representándose solamente los electrones de valencia mediante puntos.

En el caso del hidrógeno, cuya configuración es $1s^1$, la estructura atómica de Lewis será:



Y la molécula, por tanto, se representará del siguiente modo



Donde el guión simboliza el par de electrones compartidos.

Según esto, cada átomo de hidrógeno de la molécula tendrá, al poseer dos electrones, la configuración del gas noble más próximo, el He $1s^2$.

Los electrones compartidos “giran” en torno a ambos núcleos.

Los enlaces covalentes pueden ser **simples, dobles o triples** según se compartan uno, dos o tres pares de electrones respectivamente. Son los casos de las moléculas de H_2 , O_2 y N_2 .

Si solamente uno de los átomos que forman el enlace aporta el par de electrones compartidos, dicho enlace se denomina covalente **coordinado o dativo**. La molécula que aporta el par de electrones se denomina molécula donadora y la que lo recibe, molécula aceptora (ej. Enlace entre el amoníaco (donadora) y trifluoruro de boro (aceptora)).

Dos átomos se unirán para formar un enlace covalente si cada uno de ellos posee al menos un electrón desapareado.

Se forma un enlace por cada par de electrones que se aparean, es decir, por cada átomo se podrán formar tantos enlaces como electrones desapareados posea.

Se denomina **covalencia** de un elemento al número de enlaces covalentes que puede formar, o lo que es igual, al número de electrones desapareados que tiene.

Esto explica por qué las moléculas de los gases nobles son monoatómicas. Estos elementos tienen su capa de valencia completa, no habiendo por tanto, electrones desapareados con los que formar enlace.

Polaridad del enlace covalente:

✓ Según el tipo de átomos enlazados:

Si tomamos como ejemplo el enlace covalente formado entre átomos iguales, es decir, el caso de **moléculas diatómicas homonucleares** (H_2 , Cl_2 , etc) es claro que la idéntica electronegatividad de los componentes hace que el par electrónico compartido lo sea en igual proporción por ambos átomos. La molécula no presentará ninguna polaridad.

Si se trata de moléculas **diatómicas heteronucleares** (HF , HCl , etc), el par electrónico será atraído por el elemento más electronegativo, por lo que la molécula será un dipolo y poseerá un momento dipolar.

En este caso, puede decirse que la molécula, aunque covalente, posee un carácter “parcialmente iónico”.

✓ Según la geometría de la molécula:

La polaridad de la molécula también depende de la geometría de la misma.

- Molécula asimétrica: Si tomamos como ejemplo la molécula de agua tendremos que, según lo anterior, como el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno, aparecerá un dipolo por cada enlace oxígeno-hidrógeno.

Si la molécula fuese lineal, ambos dipolos poseerían sendos momentos que serían iguales en magnitud pero de sentido contrario (no olvidemos el carácter vectorial del momento dipolar). El momento resultante sería, por tanto, nulo y la molécula a polar, lo que está en total contradicción con la realidad.

El hecho de que la molécula de agua sea polar es debido a que los enlaces O-H no están situados en línea recta sino que forman un ángulo de $104,5^\circ$, por lo que ambos dipolos no se compensan y el agua resulta, finalmente, una molécula polar.

- Molécula simétrica: Veamos ahora el caso de un disolvente apolar típico, el tetracloruro de carbono (CCl_4).

Aquí nos encontramos con cuatro dipolos correspondientes a los cuatro enlaces C-Cl. Dado que la molécula es tetraédrica el vector momento bipolar resultante es nulo, por lo que la molécula de este compuesto es apolar.

Compuestos moleculares y sólidos covalentes: A temperaturas relativamente bajas, elementos como el O₂, H₂, N₂, halógenos, P₄ y S₈ forman redes cristalinas compuestas por moléculas individuales unidas por fuerzas de Van der Waals (ver más adelante). En el mismo caso se encuentran los gases nobles. Así el argón forma sólidos constituidos, en esta ocasión, por átomos que se empaquetan en una red cúbica.

Los sólidos no metálicos pueden también formar redes de átomos unidos entre sí por enlaces covalentes en toda la extensión de la red. Como ejemplo tenemos el caso del carbono, el cual forma dos estructuras: el diamante y el grafito. En general, el índice de coordinación es bajo, inferior al de las redes metálicas y son malos conductores del calor y la electricidad.

ENLACE METÁLICO

Los elementos metálicos se caracterizan por presentarse en su casi totalidad en fase sólida, con un grado de empaquetamiento muy elevado, de modo que cada átomo metálico se encuentra rodeado de no menos de ocho átomos vecinos.

Esta estrecha vecindad no produce compartición de electrones, ya que los metales poseen muy pocos electrones de valencia s y p, por lo que no pueden compartirlos. En consecuencia, los metales no pueden formar enlaces covalentes.

Por otra parte, se ha obtenido por difracción de Rayos X, que los metales se presentan en redes cristalinas parecidas a las de los compuestos iónicos. Sin embargo, existe una gran diferencia entre ambos tipos de compuestos, ya que las redes de los compuestos iónicos están formadas por iones de distinto signo y tamaño, mientras que, en los metales, todos los átomos constitutivos de la red son iguales.

Las estructuras cristalinas de los metales están constituidas por los núcleos y los electrones que no son de valencia, entre los cuales circulan libremente los electrones de valencia, que se comportan como si perteneciesen a todo el conjunto, en lugar de a cada núcleo en concreto, es decir estos electrones están **deslocalizados**.

Atento a esto, podemos explicar las distintas propiedades que presentan los metales:

- **Conductividad:** Los metales son excelentes conductores debido a la movilidad de sus electrones de valencia. Producen una conducción de 1º categoría, 1º tipo o conducción electrónica (diferente a la conducción de 2º categoría o iónica manifestada por los sólidos iónicos, como se vio anteriormente).
- **Maleabilidad y ductilidad:** Los metales son fácilmente maleables debido a que cualquier plano de la estructura cristalina puede deslizarse sobre el plano inferior, ya que el conjunto de electrones deslocalizados evita en todo momento que las fuerzas repulsivas núcleo-núcleo puedan actuar.
- **Brillo metálico:** Los electrones libres están continuamente efectuando pequeños saltos a niveles superiores de energía, con muy poca aportación de ésta. El descenso a los niveles fundamentales les provoca la emisión de esta energía en forma luminosa.
- **Efectos fotoeléctrico y termoiónico:** La libertad de la que gozan los electrones de valencia dentro de la estructura cristalina hace que sea relativamente fácil arrancarlos de la misma mediante la aportación de cantidades no muy elevadas de energía, como puede ser la luminosa o la térmica, respectivamente.

ENLACES INTERMOLECULARES

Las fuerzas intermoleculares son aquellas que mantienen unidas entre sí las moléculas de los distintos compuestos y de las que depende el estado de agregación de los mismos. Se trata de fuerzas mucho más débiles que las interatómicas lo que explique que se necesita mucha menos energía para provocar un cambio de fase, por ejemplo de líquido a gas, que para disociar una molécula.

Estas fuerzas se deben a la presencia de dipolos, incluso en las moléculas no polares, y las más características son las fuerzas de Van der Waals y los enlaces puente de hidrógeno.

- **Fuerzas de Van der Waals:**

Hay moléculas que son polares, presentan dipolos permanentes debido a la distribución de sus cargas. Si una de esas moléculas se aproxima a otra, igualmente polar, aparecerán fuerzas de atracción electrostáticas entre ambas.

Veamos lo que ocurre cuando las moléculas son no polares. Las moléculas de todas las sustancias se encuentran en estado de vibración, lo que origina que las respectivas cargas estén en continuo desplazamiento dentro de cada molécula. Esto significa que continuamente se están produciendo dipolos instantáneos, los cuales, a su vez inducen otros dipolos en las moléculas vecinas, con la consiguiente aparición de fuerzas atractivas. Estos enlaces entre dipolos inducidos ó entre dipolos permanentes y dipolos inducidos son más débiles que los que tienen lugar entre moléculas polares (enlaces dipolo-dipolo).

- **Enlaces puente de hidrógeno:**

Cuando el hidrógeno se encuentra formando molécula con otro elemento muy electronegativo y de mayor tamaño que él, como son el oxígeno, el flúor y el nitrógeno, ocurre el siguiente fenómeno:

El par de electrones compartido por ambos elementos es fuertemente atraído por el elemento más electronegativo, quedando el hidrógeno cargado positivamente (casi como protón), estableciéndose entonces el enlace entre éste y el elemento electronegativo de la molécula más próxima, previa orientación de ambas moléculas.

La existencia de estos enlaces explica por qué los hidruros de nitrógeno, oxígeno (agua) y flúor poseen puntos de ebullición y de fusión muy superiores a los de los hidruros del resto de los elementos de cada grupo.

UNIONES QUÍMICAS Y TIPOS DE MATERIALES.

Los distintos materiales de uso en Ingeniería pueden clasificarse en 3 grupos: metálico, plástico, y cerámicos.

- a. **Materiales metálicos**: son buenos conductores de la electricidad y el calor. Son deformables por esfuerzos mecánicos (ductilidad, laminado, forjado, extrusión, estirado, esfuerzos de tracción, compresión, flexo tracción, etc.)

Tienen en general brillo metálico.

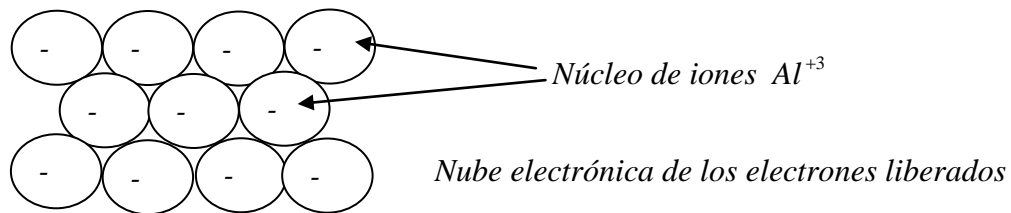
Los enlaces entre sus átomos o iones, son de tipo enlace metálico, que permite explicarnos sus propiedades.

Una característica común a los elementos metálicos es que tienen 1, 2, o 3 electrones en los orbitales extremos. Esta es clave para la formación del enlace metálico, pues estos están relativamente libres de la fuerza de atracción de su núcleo.

Así en un bloque de Al, sus electrones externos forman una nube o gas de electrones y los átomos neutros quedan como cationes Al^{+3} .



Los iones Al^{+3} se organizan en forma regular, como lo harían una caja con esferas, alrededor de ellos, la nube electrónica los mantiene unidos.



Átomos (iones) de aluminio rodeado por una nube de electrones.

Si aplicamos un voltaje eléctrico a través del metal, los electrones libres de la nube electrónica se moverán fácilmente atraídos por el polo positivo y dejarán huecos vacíos en el otro extremo del polo negativo, donde reingresarán electrones, produciendo así la corriente eléctrica; cuanto más libre estén los electrones mayor conductividad (caso de Cu muy puro). Las impurezas dificultan el desplazamiento.

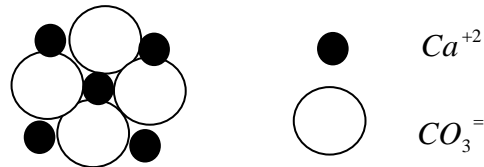
Para entender la ductilidad o capacidad de deformarse sin fractura, observamos que los cationes están en planos; cuando aplicamos un esfuerzo mecánico; los planos se deslizan uno sobre otro, uno o más diámetros atómicos y las nubes electrónicas acompañan el desplazamiento y las mismas fuerzas atractivas continúan actuando.

Puede haber planos más resistentes que otros según están distribuidos los cationes. El brillo se explica por la reflexión de la luz sobre la nube electrónica.

- b. **En los materiales cerámicos y plásticos** existen enlaces covalentes, iónicos, o electro covalentes, entre sus átomos y los electrones quedarán ya fijos, no presentando las propiedades metálicas de conductibilidad y brillo.

Estos materiales tienen entre sus estructuras moleculares también débiles fuerzas de Van der Waals, o puente de hidrógeno o dipolo - dipolo, que analizaremos en algunos casos, que propiedades generan.

Veamos el caso de piedra caliza $CO_3^{=}Ca^{-2}$ un material pétreo, clasificado entre los cerámicos. Su estructura será gráficamente:



Se trata de enlaces iónicos entre radical ácido CO_3 y el Ca^{+2} que se traen naturalmente debido a sus cargas opuestas, los electrones están fijos (uniones covalentes simples y una coordinada) no pueden ser conductores.

Si se disuelve en agua él (CO_3Ca lo hace en muy poca cantidad) quedando algunos

$CO_3^{=}$ sueltos y estos conducen corriente arrastrando los electrones, pero con poca conductividad total (porque son pocos) y se llamarían muy débiles conductores de segunda categoría (transporte de carga y masa).

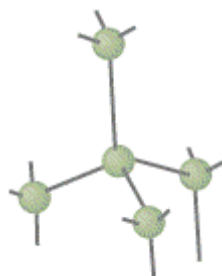
El $ClNa^+$ (sal común de cocina) tienen como se ha visto estructura similar y tampoco conducen la corriente en estado sólido. Pero como se disuelven fácilmente en agua (aproximadamente 30 gr/litro de agua) hay muchos Cl^- sueltos y los electrones llevan a los Cl^- de las soluciones y son fuertes conductores de segunda categoría (soluciones salinas).

Estos cristales iónicos se fracturan fácilmente debido a los esfuerzos mecánicos, ya que cuando tratamos de deslizar un plano sobre otro los campos electrónicos de iones diferentes se oponen. Su resistencia a esfuerzos mecánicos es pues débil.

Aún más la fractura, sigue plano de igual polaridad, habiendo por consiguiente planos preferentes de rotura. Como pueden ser diferentes las organizaciones de planos - o + habrá diferencia o anisotropía entre las propiedades según distintas direcciones.

Algunos materiales cerámicos, también tienen enlaces covalentes y como este se caracteriza por que los electrones, entre los átomos están en posición fija, tampoco son buenos conductores de electricidad,

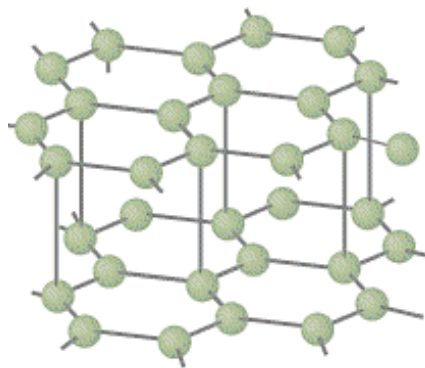
Esto ocurre por ejemplo en el diamante en que los átomos de C comparten igualmente con otros C vecinos muy próximos, 4 pares de electrones, ubicados en el centro del tetraedro regular.



Enlace covalente de los átomos del diamante

El enlace $\begin{array}{c} C \\ C - C - C \\ C \end{array}$ es muy fuerte y ello se manifiesta en la gran dureza y alto punto de fusión del diamante, dos de sus propiedades características.

El carbono también se presenta como grafito, en los cuales hay átomos de carbono, que comparten 2 electrones con otros en su mismo plano a distancia pequeñas y otros semi-metálicos con otros átomos situados en otros planos a distancia mucho mayores.



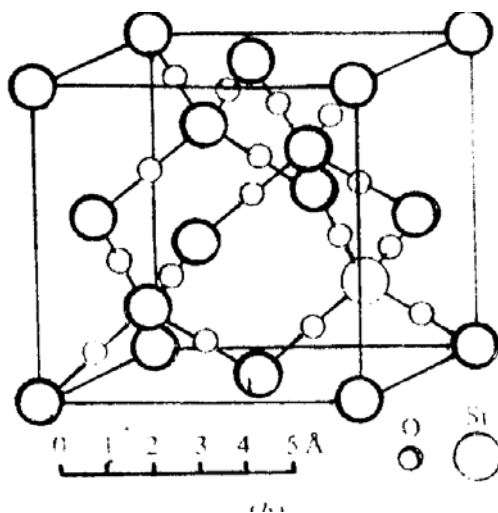
Estructura laminar del grafito

Estas uniones semi-metálicas nos explican la buena conductibilidad eléctrica y también que los planos hexagonales, pueden deslizarse uno sobre otros, dando al grafito su blandura y posibilitando su empleo como lubricante y para minas de lápices.

Los materiales cerámicos más importantes derivan de la sílice (SiO_2) (arena, cuarzo, etc) y los silicatos.

Examinemos su estructura química. En la sílice los cuatro electrones extremos de la sílice ($3s^2 3p^2$) comparten un par de electrones externos ($2s^2 2p^4$) del oxígeno y forman un octeto estable ambos átomos

Cada átomo de O, comparte un electrón a cada lado con los Si que la rodean formando tetraedros tridimensionales.

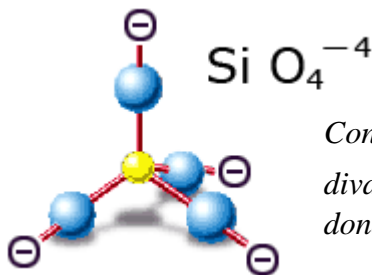


Estructura de cristobalita β (una forma de SiO_2).

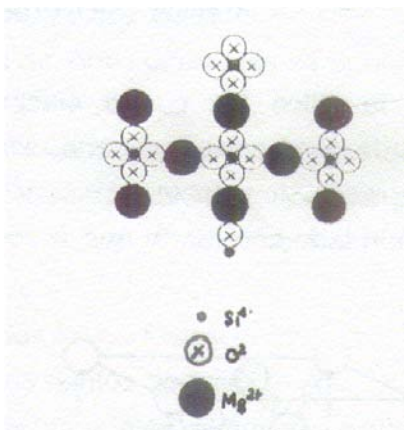
Estos enlaces dan como resultado que el cuarzo tenga alta dureza y punto de fusión y baja conductividad eléctrica. El SiO₂ se usa para fabricar ladrillos refractarios, resistentes al calor y también se lo emplea para cristales en equipos ópticos y de comunicación, en estados puros.

Usos semejantes tiene la alúmina (Al₂O₃) con enlaces covalentes. Cuando la alúmina contiene pequeñas impurezas, pueden tomar coloración rojiza como en la piedra preciosa rubí o color azul como el zafiro u otras coloraciones en las piedras que forman.

En los silicatos, los cuatro electrones libre de los oxígenos, están saturados por otros átomos (distintos al Si) tales como Mg, Ca, Al, Fe. Así en el SiO₄Mg₂.



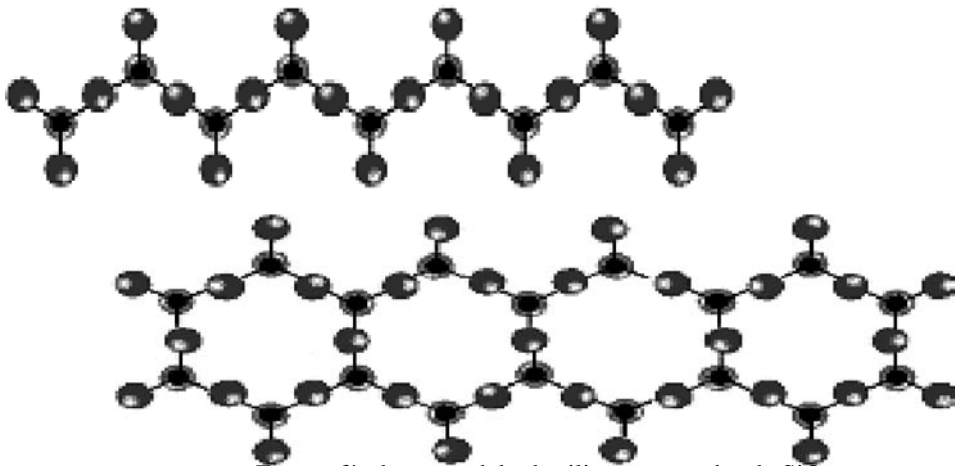
Con presencia únicamente de cationes divalentes. De fórmula general: $SiO_4 X_2$
 donde X = Mg, Fe, Ca,...



Fotografía de un modelo de silicato. Los átomos de oxígeno todavía tienen enlace incompletos.(puntos blancos)

Esta estructura se denomina isla, por que los tetraedros están aislados unos de otros por átomos extraños, Mg en este caso.

Esta estructura de isla, pueden adicionarse en varias moléculas para hacer una cadena sencilla o doble como observamos en las figuras siguientes:



Fotografía de un modelo de silicato, tetraedro de SiO₄

Los átomos de oxígeno incompletamente saturados sus electrones, están en las aristas de las cadenas y se pueden enlazar con otros átomos extremos. Así en el amianto o asbesto, se unen a iones Mg^{+2} o con iones OH^- (debido al agua).

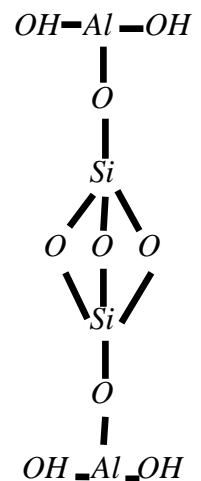
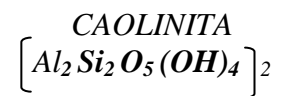
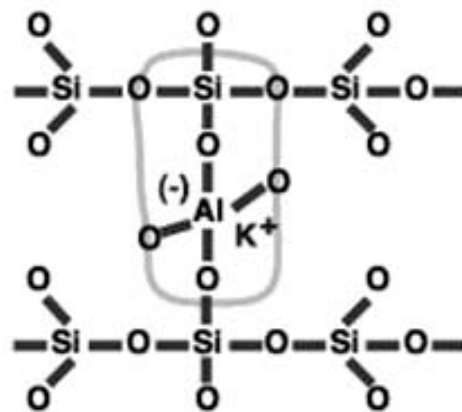
La estructura será fibrosa, unidas estas por débiles figuras de Van dar Walls de manera que cuando se aplica esfuerzo mecánico, se separan en hojas o fibras de amianto que se usa como aislante.

La mica es un silicato complejo, de estructura en láminas, de fórmula:

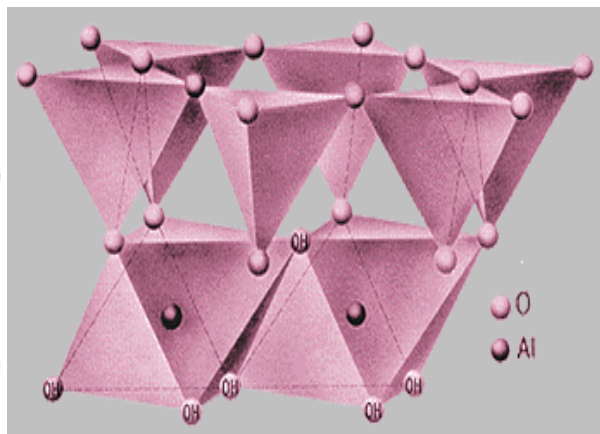
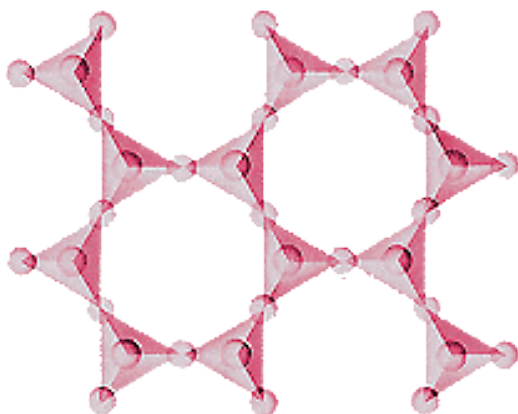
$KAl_2(Si_3AlO_{10})(OH)_2$. Las laminas también están débilmente unidas por fuerzas de Van der Walls

Lo que permite dividir las en planchas

Silico aluminato de K



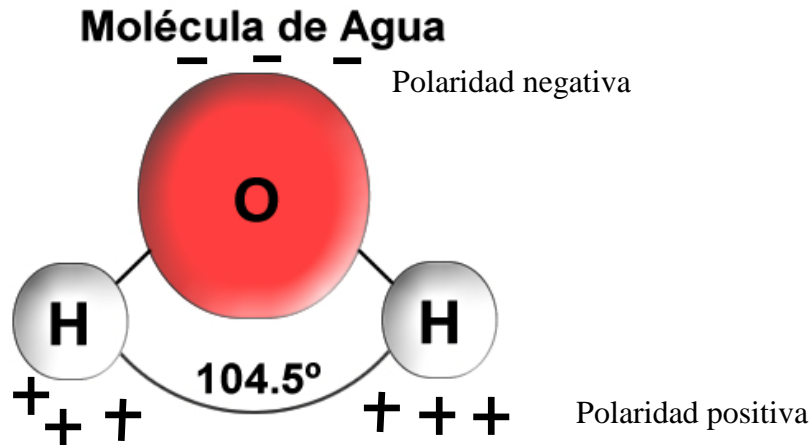
En una arcilla como la caolinita de formula compleja que analizaremos, hay estratos alternos, que permiten distinguir los tetraedros SiO_4^- , unidas con $Al(OH)_3$ lo que da una estructura pastosa. Cuando se agrega, H_2O , se vuelve plástica, si hay exceso se hace barroso por los enlaces agua-agua, unidos por débiles uniones dipolo



Silicato de aluminio hidratado $Si_2O_5Al(OH)_2$

Molécula de agua.

En la molécula de agua y también de algunas otras sustancias, los hidrógenos están unidos al oxígeno por covalencia o sea comparten electrones pero no lo hacen en forma pareja, por que el oxígeno ejerce mayor atracción sobre los electrones; ello trae como consecuencia que la molécula no sea lineal, si no que los enlaces forman un ángulo de $104,5^\circ$ y que se produzca una polaridad negativa en el extremo en donde está el oxígeno y positivo en el extremo de los hidrógenos



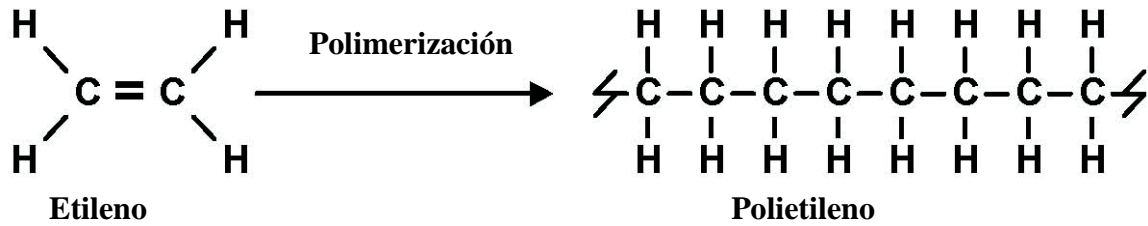
Entre las moléculas de agua, existe una fuerza de atracción considerable entre extremos de distinta polaridad, formándose un dipolo (carga por distancia), que tiene un valor de $1,85 \times 10^{18}$ u.e.s.x cm o 1,85 Debye es = 1×10^{18} u.e.s x cm.

Este valor es alto comparado con otras moléculas parecidas a la del H_2O así por ejemplo H_2Te , = 0,30 SH_2 = 1,10 D) y nos explica porque el agua es líquida a $0^\circ C$, y las otras sustancias gases, pues las moléculas de aguas se atraen más entre sí.

A este tipo de unión se lo llama di-polo o puente de hidrogeno por que la unión se hace a través del H^+ (solo un protón muy pequeño).

Permite ello explicar el alto punto de ebullición del agua ($100^\circ C$), el bajo peso específico del hielo y la alta constante eléctrica de 80 que posee el H_2O y que hace que en ella los iones $-y +$ se atraigan con 80 veces menos fuerzas. Las moléculas como el H_2Te , y el CO_2 tienen momentos bipolar nulo o muy bajos entonces son lineales y solo pueden atraerse muy débilmente por las llamadas fuerzas de Van der Waals, y son las que se establecen entre los núcleos positivos de una molécula con la nube electrónica negativa de otra. Las uniones puente de hidrogeno son mayores, que las fuerzas de Van der Waals. En moléculas pequeñas, como dijimos son débiles como las señaladas en CO_2 , el H_2Te , H_2S , etc. pues hay pocos núcleos positivos y pocos electrones para formar las nubes electrónicas que se atraen. Estas sustancias tienen propiedades muy distintas al H_2O , se hacen más intensas en moléculas grandes, como los polímeros, muchas moléculas asociadas, pues entonces existen muchos núcleos positivos y muchos electrones para poder atraerse.

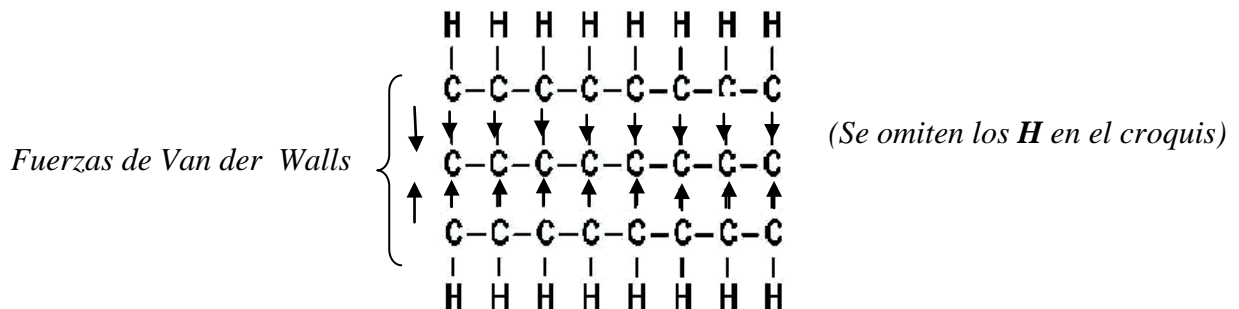
Esto es lo que ocurre en los **materiales plásticos**, que examinaremos a continuación. Comenzaremos con el polietileno que es una cadena de “monómeros” C_2H_4 (etileno), unidas por covalencia. Las cadenas se unen entre sí; por fuerzas de Van der Waals, que por su largos son más intensas.



Si hay muchas unidades “mero” unidas llegamos al polímero (literalmente muchos meros).

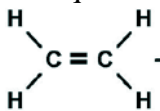
Estas redes pueden llegar hasta 10.000 átomos de carbono.

En las cadenas hay fuerzas de Van de Walls en polímeros termoplásticos TP.



En cambio en los termo resistentes TR hay fuerzas fuertes covalentes.

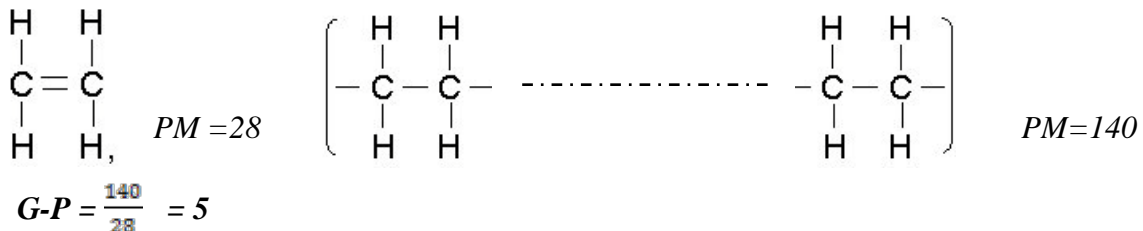
Para que sean posibles estas uniones debe existir por lo menos un doble enlace



Que se puede abrir bajo la influencia de un “catalizador” o una determinada temperatura. Lograda la polimerización deseada agregamos otro compuesto químico, un terminador, que reacciona con los enlaces incompletos de las moléculas grandes y detienen la reacción.

Se denomina grado de polimerización G-P la relación entre el peso molecular del polímero, dividido por el peso molecular del mero.

Así si tenemos:



Esto es importante porque hemos dicho cuanto más grande sea la molécula del polímero produce más fuerza de atracción de Van der Waals entre las cadenas y mayor resistencia, mayor punto de fusión.

Así el monómero C_2H_4 etileno es un gas, cuando el $(C_2H_4)_5$ de $G-P = 5$ esto es un líquido con más $G-P$, un plástico sólido a la temperatura ambiente, al aumentar la temperatura el calor vence a las fuerzas de Van der Waals entre las cadenas de moléculas por agitación térmica.

Los materiales termoplásticos sólidos lineales, como polietileno, cuando se calientan se convierten en líquidos y luego se endurecen si se enfrían, pudiendo ser moldeados.

En cambio otros plásticos no son lineales sino que tienen redes tridimensionales ramificadas de enlaces covalentes, correspondientes al polipropileno, y al caucho vulcanizado con azufre, son termoestables es decir sus redes no se rompen fácilmente por el calor, tenemos materiales más fuertes y duros.

En el estudio particular de metales cerámicos y polímeros se dan detalles adicionales de estos materiales, pero es útil tener el panorama general que se ha indicado.-