

Tema 8. Enlace químico y propiedades de las sustancias

Cuando observas tu entorno, te encuentras con multitud de sustancias que se emplean para fabricar los objetos que utilizas habitualmente: metales, plásticos, vidrio, madera, papel, etc.

¿A qué se deben las propiedades características de cada una de esas sustancias? ¿Por qué el oro o el diamante son tan caros? ¿Qué tienen de especial? ¿Qué características deben tener los materiales que se emplean para fabricar cables en las líneas de alta tensión? ¿Por qué se hacen de aluminio las latas de refrescos?

Para responder a éstas y a otras muchas preguntas es necesario analizar a fondo las características experimentales de las sustancias, y buscar la razón en su estructura a escala de partículas. Cuando se ha hecho, resulta posible predecir las propiedades de las sustancias, e incluso es posible diseñar materiales que tengan las propiedades que sean necesarias para un uso concreto. Los nuevos materiales como los fullerenos, los nanotubos de grafito, la fibra de carbono, el kevlar o el goretex han surgido de investigaciones de ese tipo

Clasificación de las sustancias en estado sólido

En estado sólido es el único en el que se pueden encontrar los cuatro tipos de sustancias en condiciones estándar, es decir, a 25°C y una atmósfera. Las sustancias moleculares pueden encontrarse también en los estados líquido y gaseoso, y hay un metal, el mercurio, líquido a temperatura ambiente. Sus características más importantes son:



Las **sustancias metálicas** como el titanio tienen puntos de fusión variables, desde bajos hasta altos, pero son todas sólidas a temperatura ambiente, con la excepción del mercurio. Su dureza también es variable. Forman estructuras cristalinas regulares. Son sustancias que conducen bien la corriente eléctrica y el calor, y no son solubles en ningún líquido, aunque algunos de ellos reaccionan con el agua.

Las **sustancias covalentes** como el diamante (llamadas a veces atómicas) tienen puntos de fusión muy altos, por lo que en todos los casos son sólidas a temperatura ambiente, formando estructuras cristalinas regulares. Son muy duras, insolubles en cualquier líquido y no conductoras de la corriente eléctrica.



Las **sustancias iónicas** como la calcita tienen puntos de fusión medios o altos, siendo siempre sólidas a temperatura ambiente, formando también estructuras cristalinas regulares. Tienen una dureza media, pero son frágiles, y son solubles en mayor o menor medida en agua. En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen al fundirlas o al disolverlas en agua.

Las **sustancias moleculares** como el yodo tienen puntos de fusión bajos, pudiendo ser sólidas, líquidas o gaseosas a temperatura ambiente. En estado sólido pueden formar estructuras cristalinas, o masas sólidas sin formas regulares. Son sustancias blandas, con solubilidad variable y que no conducen la corriente eléctrica.

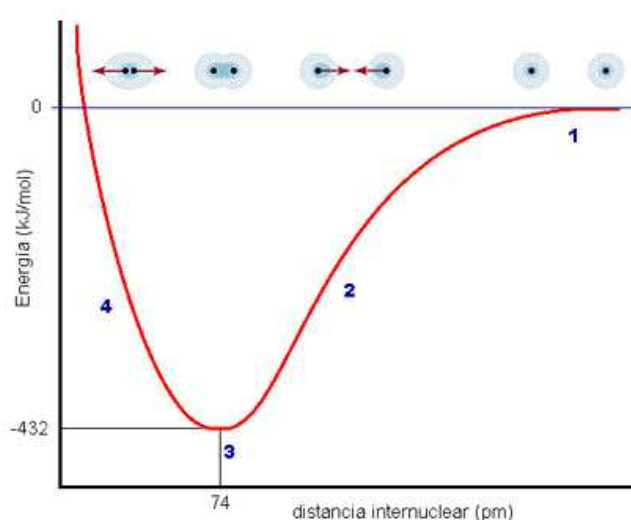


Utilizando estos criterios experimentales, es sencillo **clasificar una sustancia** concreta dentro de un grupo. Por ejemplo, si una sustancia es gaseosa a temperatura ambiente, es seguro que se trata de una sustancia molecular. Y si conduce bien la corriente eléctrica, casi puedes asegurar que se trata de un metal (actualmente se están diseñando nuevos materiales plásticos que son conductores de la corriente eléctrica, pero su uso todavía no está muy extendido).

1. ¿Por qué se unen los átomos?

Si los átomos interactúan entre sí, originando distintos tipos de uniones entre ellos, es porque de esa forma son más estables que cuando se encuentran libres, desprendiéndose energía en la formación de enlaces interatómicos.

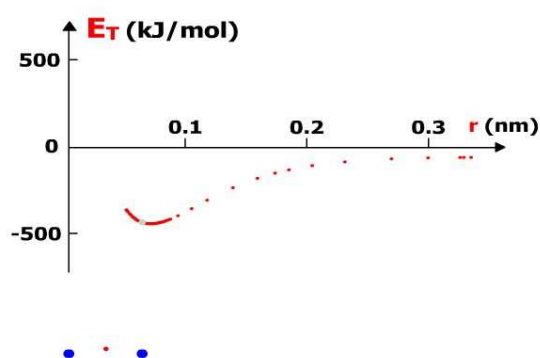
En primer lugar, vas a analizar por qué se unen los átomos. Imagina que tienes dos átomos A y B situados muy lejos uno de otro (las sustancias estarán en estado gaseoso). Entre los dos tienen una cantidad de energía determinada, y su energía de interacción es nula. Conforme se van acercando, interactúan entre ellos, de forma que la situación va siendo progresivamente más estable, de menor energía, como puedes observar en la figura. A una distancia concreta, la energía es mínima porque la interacción es máxima entre los núcleos y los electrones de ambos átomos (la superposición de los orbitales atómicos hace aumentar la probabilidad de encontrar los electrones entre los núcleos, y eso se interpreta como que los dos átomos se han unido).



Si los átomos se acercan más, se hace muy apreciable la repulsión eléctrica entre los núcleos, cargados positivamente, con lo que la situación es menos estable. En resumen, los átomos quedan a una distancia concreta r_0 , que es la longitud de enlace (74 pm en la figura).

Acerca los átomos en el simulador siguiente y observa cómo actúan las fuerzas entre los átomos. Fíjate en que los átomos no se quedan a una distancia fija, sino que van oscilando con respecto a una posición de equilibrio, que es precisamente la distancia de enlace.

Es decir, **los átomos se unen porque la energía que tiene un conjunto de átomos cuando están unidos es menor que cuando están separados.**



La disminución de energía entre la situación de átomos separados y de átomos unidos tiene un significado real muy sencillo: para separar de nuevo los dos átomos habrá que comunicar precisamente esa cantidad de energía, llamada **energía de enlace** (432 kJ/mol en la figura).

Entender ese concepto no resulta intuitivo, pero seguro que te parece sencillo al plantearlo justo al revés: para separar dos partículas unidas hay que comunicar energía, que venza la fuerza de unión entre ellas (para separar dos bolas unidas por un muelle, hay que romper el muelle, lo que exige realizar una fuerza durante una determinada distancia; es decir, realizar trabajo, comunicando energía).

Evidentemente, si para que se realice un proceso (romper enlaces) hay que comunicar energía, cuando se forman enlaces se desprende energía, con lo que en la situación final hay menos energía que al principio.

Aspectos a resolver al estudiar el enlace

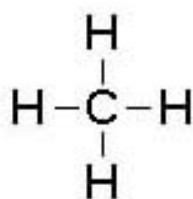
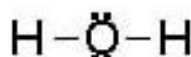
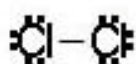
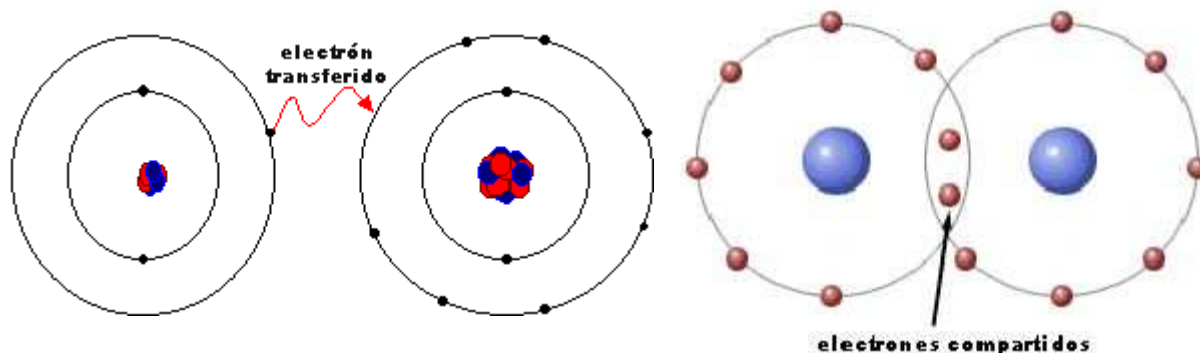
- ¿Por qué unos átomos reaccionan entre sí y otros no lo hacen? El cloro reacciona con el sodio, pero no con el neón.
- ¿Por qué en las sustancias iónicas hay una relación determinada entre el número de iones positivos y el de negativos? En el cloruro de sodio hay un ión Na^+ por cada ión Cl^- , pero en el sulfuro de sodio hay dos iones Na^+ por cada ión S^{2-} .
- ¿Por qué las moléculas constan de un número determinado de átomos, de uno o varios elementos? En el oxígeno hay dos átomos de oxígeno unidos, siendo O_2 la fórmula que lo representa, mientras que el agua es H_2O , no H_3O .
- ¿Por qué las moléculas tienen una geometría característica? La molécula de CO_2 es lineal y simétrica, mientras que la de H_2O también es simétrica, pero angular, con un ángulo de enlace de $104,5^\circ$.
- ¿Por qué las energías de enlace son diferentes? Para romper un mol de enlaces en el nitrógeno hay que comunicar mucha más energía que para romper un mol de enlaces en el oxígeno.
- ¿A qué se deben las propiedades que tiene cada sustancia? El agua tiene un punto de ebullición mucho mayor del esperado, el diamante es la sustancia más dura en la escala de Mohs, los metales conducen la corriente eléctrica, etc.

1.1 La regla del octeto

A principios del siglo XX se introdujo el papel del electrón en la capacidad de combinación de los átomos. En 1916 se precisó que al reaccionar elementos halógenos con alcalinos ambos átomos forman iones, uno positivo y otro negativo, adquiriendo ambos estructura electrónica de gas noble.

Esta estructura electrónica resulta particularmente estable, ya que los átomos de gases nobles no reaccionan en las condiciones químicas habituales (tienen las mayores energías de ionización), y son los únicos elementos que se encuentran en la naturaleza como átomos aislados en las condiciones estándar, sin formar moléculas.

Como la última capa electrónica de los gases nobles está completa con ocho electrones (excepto en el helio, que tiene dos), **la tendencia a adquirir estructura de gas noble se conoce como regla del octeto.**



¿Cómo se puede alcanzar la estructura de octeto?

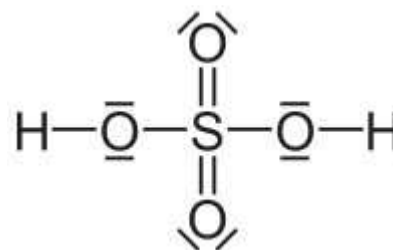
El octeto se puede alcanzar de dos formas. En primer lugar, por transferencia de electrones, cuando unos átomos pierden electrones formando cationes y otros los ganan dando lugar a aniones. Es necesario que la diferencia de electronegatividad entre los átomos sea suficientemente alta, para que el menos electronegativo pierda electrones y el más electronegativo los gane. Esto sucede cuando reaccionan los metales, elementos poco electronegativos, con no metales, que son muy electronegativos.

Sin embargo, cuando se ponen en contacto átomos de no metal, los dos tipos de átomos necesitan ganar electrones para completar su capa más externa: la única forma de completarla es compartir electrones, de manera que dos electrones que inicialmente eran uno de cada átomo, pasan a pertenecer ambos a los dos átomos, con lo que en definitiva cada uno está rodeado por un electrón más.

Fíjate en la imagen. Los pares de electrones se indican con dos puntos o una raya. Todos los átomos están rodeados por cuatro pares, excepto el hidrógeno, que solamente está rodeado por uno, ya que la primera capa electrónica no tiene más que dos electrones. Por tanto, **el hidrógeno debe estar siempre en posición terminal**, unido a un solo átomo, ya que si se uniera a dos estaría rodeado por dos pares de electrones, más de los necesarios para completar su capa electrónica más externa (¡la primera!)

Excepciones a la regla del octeto

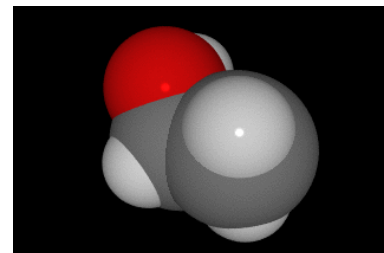
En 1962 se sintetizaron compuestos de los gases nobles, lo que echó por tierra la regla del octeto, ya que la estabilidad de esta estructura no existía de forma total. Por ejemplo, se obtuvieron los compuestos XeF_4 y XePtF_6 , aunque en condiciones de temperaturas y presiones altas, que no son las habituales.



Además, hay compuestos muy habituales como el ácido nítrico y el sulfúrico, en los que el átomo central está rodeado por 5 o 6 pares de electrones (10 o 12 electrones), en lugar de por 4 pares, y otros como BeCl_2 o BF_3 , en los que el átomo central está rodeado por 2 o 3 pares de electrones.

1.2 Tipos de estructuras

Tanto las sustancias iónicas como las metálicas y las covalentes forman estructuras regulares tridimensionales, llamadas **estructuras gigantes**, **redes cristalinas** o **cristales**. Cuantos más átomos o iones hay, más grande es el cristal. La ordenación de las partículas a escala microscópica se reproduce a escala macroscópica, como puedes ver en el cristal de sulfato de cobre.



Sin embargo, en las sustancias moleculares hay un número finito de átomos unidos entre sí, dando lugar a partículas diferenciadas llamadas **moléculas**. En la imagen puedes ver un modelo de molécula de etanol (alcohol etílico).

1.3 Tipos y teorías de enlace

La Química clásica distingue varios tipos de enlace, pero el problema es el mismo para todas las sustancias, pues en todas encontramos núcleos que están ligados entre sí a través de electrones.

Dado que no disponemos de una única teoría sencilla para explicar el enlace, se estudia por un lado el enlace iónico y por otro el enlace covalente y el enlace metálico, señalando las diferencias que existen entre ellos.

La utilización de modelos para explicar una realidad siempre adolece de defectos, pues hay que tener en cuenta que tal realidad no tiene por qué adaptarse al modelo propuesto, además de que es difícil encontrar un modelo que la refleje con exactitud.

En resumen, dependiendo de las características de los átomos que van a unirse, el enlace puede ser de varios tipos. Ya has visto dos de ellos en la regla del octeto: **iónico por transferencia de electrones** y **covalente por compartición de electrones**. Ahora vas a completar los casos posibles, teniendo en cuenta la posibilidad de que se unan átomos metálicos entre sí, caracterizados por su tendencia a perder electrones.



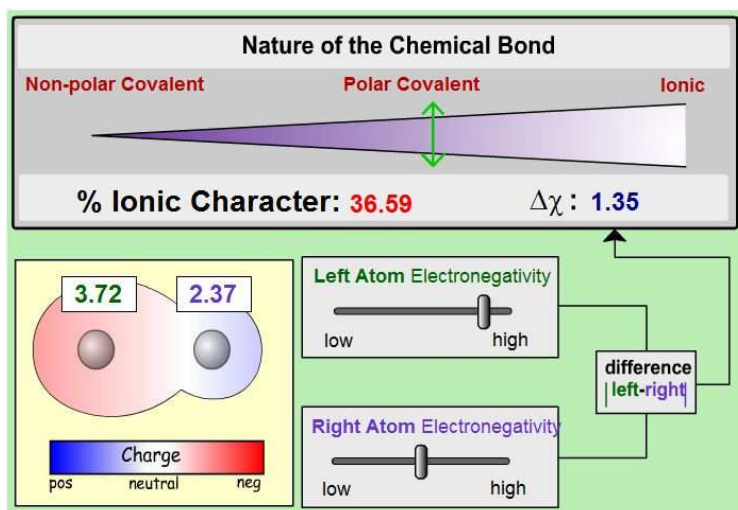
Tipo de átomos unidos	Tipo de sustancia	Partículas en la sustancia	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace	Ejemplo
Metal + Metal	Metálica	Iones metálicos y electrones (estructura gigante)	Pequeña o nula	Metálico	Fe
No metal + No metal	Molecular	Moléculas	Muy pequeña o nula	Covalente (puro)	Cl ₂
			Media	Covalente (polar)	H ₂ O
	Covalente	Átomos (estructura gigante)	Muy pequeña o nula	Covalente (puro)	C(diamante)
			Media	Covalente (polar)	SiO ₂
Metal + No metal	Molecular	Moléculas	Media	Covalente (polar)	AlCl ₃
	Iónica	Iones positivos y negativos (estructura gigante)	Alta	Iónico	NaCl

Enlace covalente polar

Se trata de un caso particularmente interesante: cuando **la diferencia de electronegatividad entre los átomos unidos es intermedia**. En ese caso, el enlace es intermedio entre el covalente y el iónico. Se considera enlace covalente con un cierto carácter iónico y se llama enlace covalente polar o, simplemente, **enlace polar**, i pero no es un tipo distinto de enlace!

Utilizando el siguiente simulador puedes variar las electronegatividades de los átomos unidos y en función de su diferencia puedes ver el porcentaje de carácter iónico del enlace.

Se suele considerar que si la diferencia de electronegatividad es mayor de 1,7 el enlace es iónico, mientras que si es menor de 0,3 es covalente no polar, siendo covalente polar en el resto de los casos. En realidad, no hay una regla fija: para saber si el enlace es iónico o polar en una sustancia concreta cuando la diferencia de electronegatividad está en el entorno de 1,5, hay que analizar sus propiedades y decidir de qué tipo de sustancia se trata.



Hay sustancias moleculares con enlaces apolares (Cl₂) o con enlaces polares (HCl), y sustancias covalentes con enlaces apolares (C diamante) o polares (sílice, SiO₂), pero en todos los casos el enlace es covalente.

Relación entre el tipo de enlace y de sustancia

Enlace	Tipo de sustancia
Iónico	Iónica
Metálico	Metálica
Covalente	Covalente (enlaces apolares o polares) Molecular (enlaces apolares o polares)

Teorías de enlace

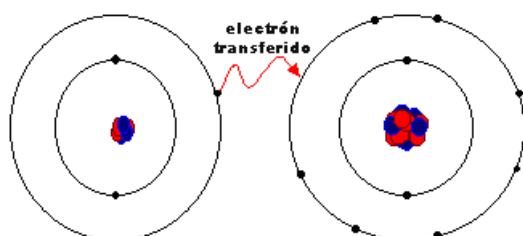
Para explicar los tres tipos de enlace se usan las teorías siguientes:

Enlace	Teoría
Iónico	Estructuras electrónicas de Lewis
Metálico	Gas electrónico Bandas (no se va a desarrollar este curso)
Covalente	Estructuras electrónicas de Lewis (RPECV para la geometría) Enlace de valencia (con orbitales atómicos normales o híbridos) Orbitales moleculares (no se va a desarrollar este curso)

En los metales solamente verás la teoría del gas electrónico, ya que la teoría de bandas necesita la de orbitales moleculares, que tampoco se ve para el enlace covalente. En cualquier caso, las teorías utilizadas son suficientes para explicar las propiedades más relevantes de las sustancias formadas.

2. Enlace iónico

Fíjate en la reacción entre cloro y sodio para formar cloruro de sodio. A partir de un gas y de un metal se forma una sustancia cuyas propiedades indican que se trata de una sustancia iónica, y que no tienen nada que ver con las propiedades de las sustancias que la han originado (molecular y metálica, respectivamente).



Las sustancias iónicas se forman al transferirse electrones de un metal, que produce iones positivos, a un no metal, que da lugar a iones negativos. La cantidad de electrones intercambiados depende del número de electrones que sobran o faltan para completar la capa más externa en cada átomo.

Formación de estructuras gigantes

Es importante que tengas en cuenta que **no se forma un solo ión de cada tipo**. Observa la animación, en la que verás que el único electrón de la capa más externa de un átomo de sodio pasa a completar la última capa de un átomo de cloro, con lo que los dos cumplen la regla del

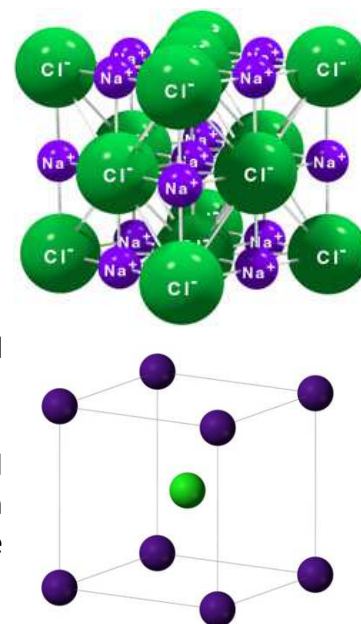
octete. Como puedes ver, se forma una gran cantidad de iones de ambos tipos, que interactúan eléctricamente entre ellos, atrayéndose los de carga de distinto signo y repeliéndose los de carga del mismo signo. Todos esos **iones se ordenan regularmente en una estructura gigante** o cristal de forma cúbica, de manera que cuantos más iones se formen, porque se pone a reaccionar más cloro y más sodio, mayor será el cristal.



El tipo de ordenación de los iones se reproduce a escala macroscópica: observa los cristales de la imagen, que tienen formas diferentes según sea la ordenación de los iones a escala microscópica.

El significado de las fórmulas

¿Qué significa la fórmula NaCl de la sal común? Evidentemente, no quiere decir que haya un solo ión de cada tipo, porque hay una gran cantidad de cada uno de ellos. La **fórmula indica la proporción de iones en el compuesto**: independientemente del tamaño del cristal, siempre hay el mismo número de iones Na^+ que de Cl^- .



Fíjate en cómo se representa el diagrama de partículas de una sustancia iónica, el CsCl: es la unidad elemental que al repetirse da lugar a un cristal de CsCl.

En la unidad elemental del cristal de CsCl aparece un ión Cs^+ (verde) en el centro del cubo, rodeado de ocho iones Cl^- (azules). Observa que cada ión Cl^- pertenece a ocho unidades elementales por lo que la proporción de iones Cs^+ y Cl^- es 1:1.

Se trata de una red cúbica centrada en el espacio, pero hay otras redes cúbicas, centradas en las caras como sucede en la red del NaCl, o redes hexagonales o con otras estructuras geométricas más complejas.

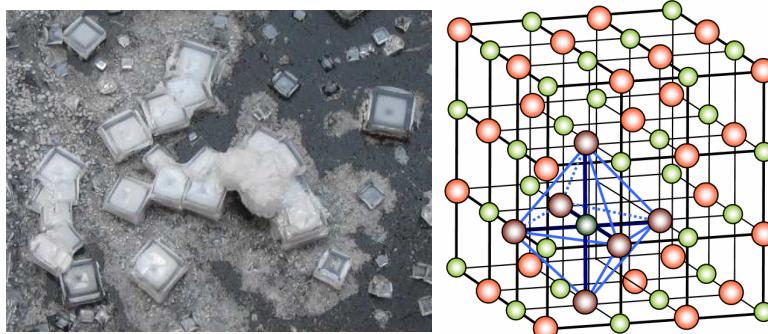
La forma en que se disponen los iones constituyentes de una red cristalina iónica depende de:

- La **proporción de aniones y cationes**, ya que la carga eléctrica en el conjunto de la red debe ser nula.
- El **tamaño relativo de los iones** (alrededor de un ión positivo grande se pueden distribuir más iones negativos pequeños que iones negativos grandes).

2.1 Energía de red

Cuando se forma NaCl a partir de sus elementos se desprende una gran cantidad de energía (¿recuerdas el vídeo con la llamarada producida?). En concreto, 411 kJ por mol formado de esa sustancia iónica. Sin embargo, para llegar a tener un mol de iones Na^+ y otro mol de iones Cl^- es necesario comunicar 377 kJ, ya que hay que sublimar el sodio, disociar el cloro e ionizarlos para formar Na^+ y Cl^- .

Por tanto, cuando interacciona un mol de iones Cl^- con un mol de iones Na^+ y se distribuyen formando la red iónica se desprende la energía necesaria para compensar los 377 kJ comunicados y que se desprendan 411 kJ; en definitiva, se desprenden 788 kJ debido a la interacción de los iones. Ese es el valor de la energía de red del NaCl.



Observa la característica forma cúbica de los cristales de la sal común: los iones sodio y cloruro se distribuyen unos alrededor de otros, adoptando la forma que se ve la derecha (red cúbica centrada en las caras y en las aristas).

Energía de red

La energía de red es la energía desprendida al formarse un mol de sustancia iónica a partir de los iones en estado gaseoso, y es una medida de la intensidad de las interacciones entre los iones: cuanto mayor es la energía de red, mayores son las fuerzas interiónicas.

Se han medido los valores de la energía de red de los compuestos iónicos conocidos, y se ha analizado de qué factores depende. Teniendo en cuenta la interacción electrostática entre los iones y el tipo de red (cómo se distribuyen espacialmente los iones), se ha propuesto la ecuación de Born-Landé, que de forma simplificada se puede escribir como:

$$U = k.A \frac{z_+ z_-}{r_+ + r_-}$$

en la que A es una constante que depende del tipo de red, z_+ y z_- son los valores absolutos de las cargas de los dos iones de la sustancia (1 y 1 en el NaCl) y r_+ y r_- sus radios.

Factores que influyen en la energía de red

Fíjate en la expresión de la energía de red. Cuanto mayor sea la carga de los iones, con más fuerza interaccionan entre ellos, y será más difícil destruir la red: mayor será la energía de red.

Si los radios de los iones son menores, están más cerca entre sí, con lo que interaccionan con más fuerza, y la energía de red será más grande.

Fíjate en la siguiente tabla de datos:

	E_{red} (kJ/mol)	$T_{fusión}$ (°C)	Dureza (Mohs)	Solubilidad (g/L)
NaI	693	661	2,8	158,7
NaF	910	988	3,2	4,22
CaF ₂	2609	1360	4,0	0,16
Al ₂ O ₃	15916	2030	9,0	≈ 0

Puedes observar que la energía de red es mayor al aumentar las cargas de los iones y al disminuir su tamaño, que también influyen en que la red iónica sea más compacta y la constante A sea mayor.

En la tabla siguiente puedes ver las energías de red experimentales de todos los haluros alcalinos.

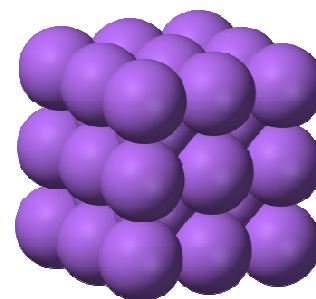
	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻
Li ⁺	1031	846	807	752
Na ⁺	915	777	740	693
K ⁺	812	708	676	641
Rb ⁺	775	678	652	616
Cs ⁺	726	650	624	591

Energía de red y características de los iones

La energía de red es mayor cuanto mayor es la carga de los iones y menor su radio.

3. Enlace metálico

Los metales se encuentran entre los tipos de sustancias más utilizados desde el comienzo de la civilización (¿recuerdas las edades del hierro o del bronce?), pasando por la revolución industrial del siglo XVIII y el desarrollo de la industria metalúrgica. Son muy frecuentes estructuras metálicas imponentes tales como los enormes puentes de ferrocarril o la misma Torre Eiffel.

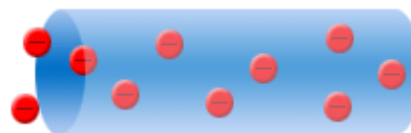


Tampoco debes perder de vista que más del 80% de los elementos químicos son metálicos, por lo que es fundamental explicar el enlace en los metales.

Modelo de Drude (1900)

Se utiliza el modelo del gas electrónico para explicar la estructura y propiedades de los metales. Según este modelo, los átomos metálicos pierden electrones para quedarse con la capa más externa completa, y esos electrones quedan libres ("deslocalizados") entre los iones positivos formados, que se ordenan formando estructuras similares a las iónicas, pero con todas las partículas iguales.

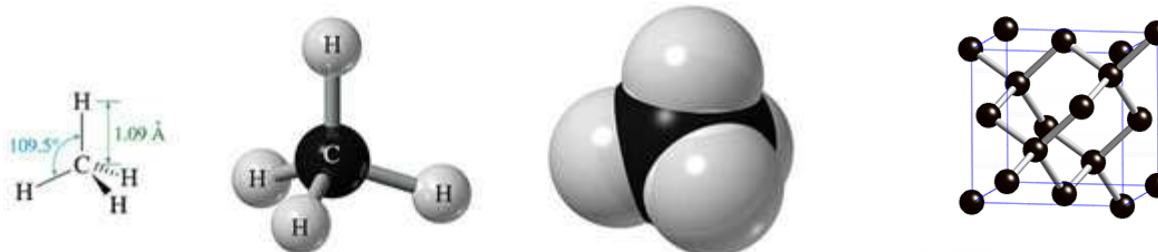
Este modelo es muy sencillo y se usa porque permite explicar la propiedad más característica de los metales, su **capacidad de conducción de la corriente eléctrica**. Como los electrones tienen muy poca masa (más de cien mil veces menor que la de un ión de cobre), se mueven con facilidad por entre los iones. Si se someten dos puntos de un metal a una diferencia de potencial, los electrones se mueven con facilidad hacia el polo positivo, de mayor potencial. Este flujo de partículas cargadas en movimiento -electrones en este caso- es precisamente la corriente eléctrica.



4. Enlace covalente

Como ya has visto, hay dos tipos de sustancia en las que el enlace es covalente: las sustancias moleculares, que se llaman también sustancias covalentes moleculares haciendo referencia a que el enlace es covalente y las partículas existentes son moléculas, mientras que las sustancias covalentes también reciben el nombre de atómicas, covalentes reticulares o de red covalente atómica, indicando que el enlace es covalente y que se forman redes tridimensionales, estructuras gigantes.

El criterio adoptado aquí, por simplicidad, es llamarlas **sustancias moleculares** y **sustancias covalentes**, respectivamente.



Fíjate en las imágenes. La molécula de metano tiene una estructura tetraédrica, en la que un átomo de carbono está unido a cuatro de hidrógeno, de forma que el ángulo de enlace es de 109.5º en todos los casos, como se ve en el modelo de bolas y varillas (y algo peor en el modelo de casquetes de la derecha).

El diamante, sin embargo, forma una estructura gigante, en la que cada átomo de carbono está unido a otros cuatro dando lugar a una distribución también tetraédrica, pero en la que no hay más que átomos de carbono. El tamaño del cristal de diamante será mayor cuantos más átomos de carbono haya.

¿Qué tienen en común ambas sustancias? Que el enlace es covalente, aunque en un caso se formen moléculas y en el otro estructuras gigantes.

Modelos de enlace covalente

Para explicar el enlace covalente en ambos tipos de sustancias vas a utilizar dos modelos. El primero (**estructuras electrónicas de Lewis**) se basa en la compartición de electrones de la capa de valencia, y ya lo has aplicado en cursos anteriores. Ahora lo completarás con el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV) que parte de la estructuras de Lewis para determinar la geometría de la molécula o de la estructura gigante.

Después verás el modelo de **enlace de valencia**, en el que el enlace se basa en la superposición de orbitales atómicos de dos átomos, cada uno de ellos con un electrón.

El carbono y el silicio

Sólo forman redes covalentes los elementos del grupo 14 carbono y silicio. Son los únicos que forman cuatro enlaces: los elementos con tres enlaces no pueden formar redes, ya que tres puntos siempre determinan un plano.

En el caso del silicio se forman los silicatos, que son el grupo de minerales de mayor abundancia, pues constituyen más del 95% de la corteza de la Tierra, formando rocas. Además de silicio, están formados por oxígeno y algunos metales como aluminio o hierro.

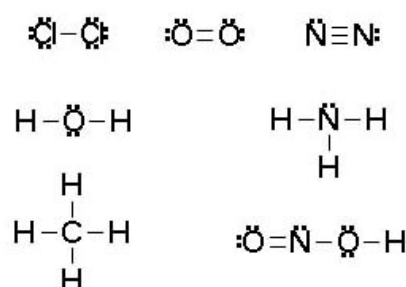
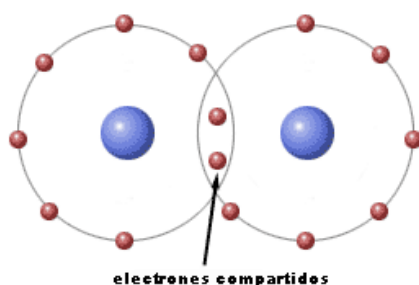
Además de formar estructuras gigantes, el carbono da lugar a cadenas carbonadas, en las que se une fundamentalmente a hidrógeno dando lugar a hidrocarburos y al resto de compuestos del carbono, comúnmente conocidos como compuestos orgánicos y que son la base de la materia viva.

4.1 Teoría electrónica de Lewis

Cuando reaccionan dos átomos que necesitan electrones para adquirir la configuración electrónica de un gas noble y cumplir la regla del octeto, la única posibilidad es que compartan electrones. Las estructuras electrónicas resultantes se llaman **estructuras de Lewis** y permiten explicar la formación de enlaces covalentes.

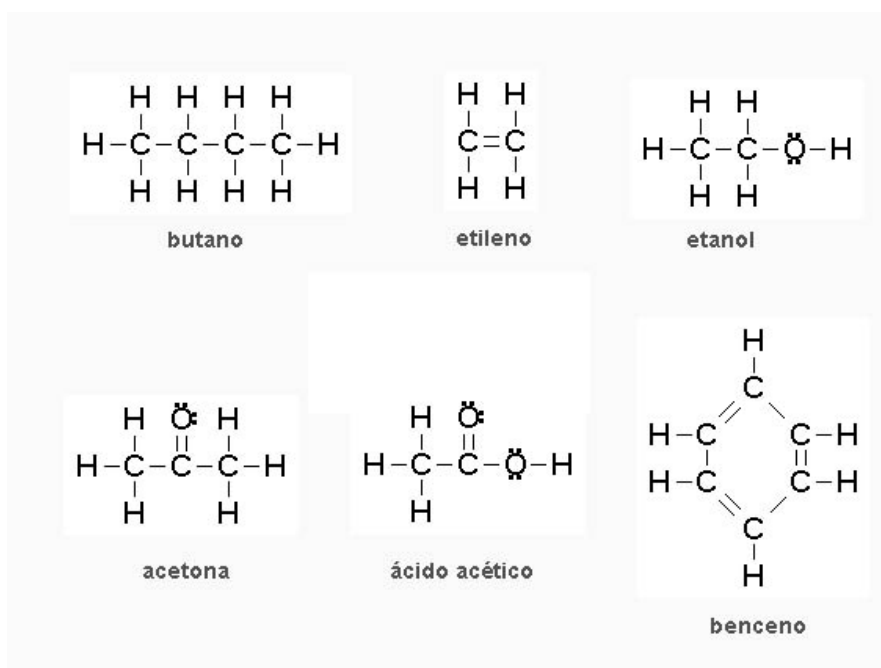
Esta teoría electrónica explica también la formación de enlaces covalentes entre elementos metálicos y no metálicos en los que la diferencia de electronegatividad no es muy elevada, con lo que no llegan a formarse iones por transferencia electrónica.

Asimismo, se explican con facilidad sustancias covalentes como el diamante o la sílice.



¿Cómo se representan las estructuras de Lewis?

- Se determina el número de electrones de la capa más externa de todos los átomos de la sustancia (1 en H, 4 en C, 5 en N, 6 en O, 7 en Cl, etc) y se establece el número total de pares de electrones a distribuir.
- Se colocan los átomos unidos entre sí por un par de electrones. Las distribuciones espaciales de átomos suelen ser simétricas.
- El número de pares resultante se reparte entre todos los átomos de manera que se cumpla la regla del octeto.
- Cada par de electrones se representa por dos puntos o una raya.
- Si no hay suficiente número de pares de electrones, se utilizan enlaces dobles o triples para alcanzar el octeto.



La regla del octeto no siempre se cumple

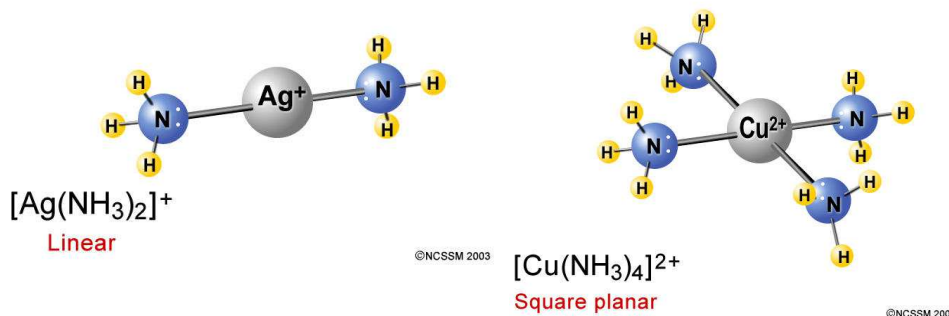
La regla del octeto tiene excepciones: hay moléculas en las que el átomo central está rodeado por 2, 3, 5 o 6 pares de electrones, por lo que no se cumple la regla del octeto.

Por ejemplo, el azufre está rodeado por seis pares de electrones en el H_2SO_4 , el nitrógeno por cinco en el ácido nítrico (HNO_3), pero el boro solamente por tres pares en el BF_3 , y el berilio por dos en el BeCl_2 . ¡Y en todos los casos se trata de moléculas estables!

Enlace covalente coordinado

El enlace covalente se forma por compartición de electrones, uno de cada uno de los dos átomos unidos. Pero cuando **el par de electrones lo aporta uno de los dos átomos**, el enlace se llama **covalente coordinado** o **dativo**. Esta circunstancia se da en casos tan importantes como los iones hidronio (H_3O^+) y amonio (NH_4^+), así como en los compuestos complejos, como puedes ver en las imágenes.



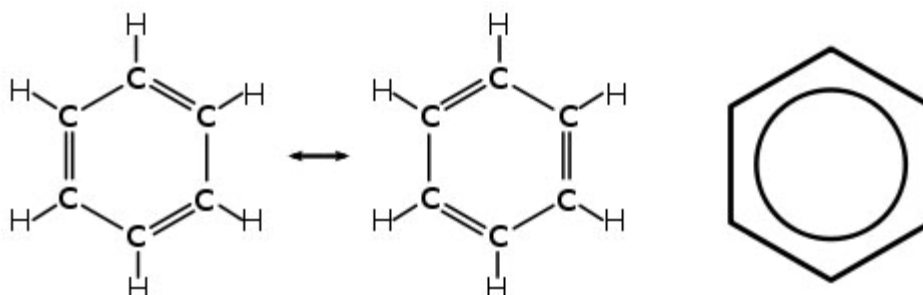


Resonancia

Hay moléculas que no se pueden representar por una única estructura de Lewis, sino que hay varias que pueden ser posibles. Ninguna de ellas representa la situación real de la molécula, que se dice que es un **híbrido de resonancia** de las formas que la representan.

El benceno es uno de los casos más importantes. Tiene seis átomos de carbono y otros seis de hidrógeno. No es que el benceno unas veces tenga una forma y otras veces la otra: el benceno tiene una estructura concreta, pero no se puede representar por una estructura de Lewis única.

Si te fijas, verás que hay tres dobles enlaces alternos en cada forma resonante (estructuras de Kekulé), pero los enlaces entre átomos de carbono son de fuerza intermedia entre el sencillo y el doble. El benceno se suele representar tal y como se muestra en la parte derecha de la imagen.



Uno de los libros tradicionales de Química Orgánica (Allinger-Cava, Ed. Reverté) dice textualmente: *"El rinoceronte proporciona un símil adecuado. El rinoceronte puede considerarse como un híbrido de unicornio y dragón. Lo cual no significa que algunas veces el rinoceronte es un unicornio y otras un dragón, sino que siempre es un rinoceronte.*

Todavía más, el rinoceronte es real, mientras que el unicornio y el dragón son imaginarios. Análogamente, el benceno es siempre una estructura única, relacionada con las formas de Kekulé pero diferente de ellas.

Finalmente, el benceno es real, mientras que las formas de Kekulé son imaginarias".






4.2 Geometría molecular: modelo RPECV

Las estructuras electrónicas de Lewis no explican la geometría de las moléculas. Por ejemplo, la molécula de agua se suele representar en línea (H-O-H), pero eso no significa que sea lineal.

Para determinar la geometría de las moléculas o de las redes covalentes se utiliza una teoría publicada en 1970 por Gillespie, llamada **VSEPR** (Valence Shell Electron Pair Repulsion), o de **repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV)**.

No es un modelo de enlace, pues no explica la formación de enlaces: parte de las estructuras de Lewis, a las que aplica unas sencillas reglas para obtener la geometría correspondiente. Esas reglas se basan en la repulsión entre pares de electrones, que son interacciones puramente electrostáticas.

1. Los pares de electrones se sitúan lo más lejos posible entre ellos para que la repulsión sea mínima.
2. Los pares sin compartir (no enlazantes) ejercen más repulsión que los compartidos (enlazantes), ya que necesitan más espacio al ser menos direccionales por no formar enlaces.
3. Los enlaces múltiples repelen a los sencillos más que al revés, ya que tienen mayor número de electrones.

Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Estructura	Geometría	Modelo molecular
BeCl₂	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \vdots \\ \text{Cl} - \text{Be} - \text{Cl} \\ \vdots \\ \cdot\cdot \end{array}$	2	0	$\text{Cl} - \text{Be} - \text{Cl}$	Lineal	
BF₃	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \vdots \\ \text{F} \\ \vdots \\ \text{F} - \text{B} - \text{F} \\ \vdots \\ \cdot\cdot \end{array}$	3	0	$\begin{array}{c} \text{F} \\ \diagup \\ \text{B} \\ \diagdown \\ \text{F} \end{array}$ 120°	Triangular	
CH₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4	0	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$ 109,5°	Tetraédrica	
NH₃	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$	3	1	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \\ \text{N} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <109,5°	Pirámide trigonal	
H₂O	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \vdots \\ \text{H} - \text{O} - \text{H} \\ \vdots \\ \cdot\cdot \end{array}$	2	2	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \\ \text{O} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <109,5°	Angular	

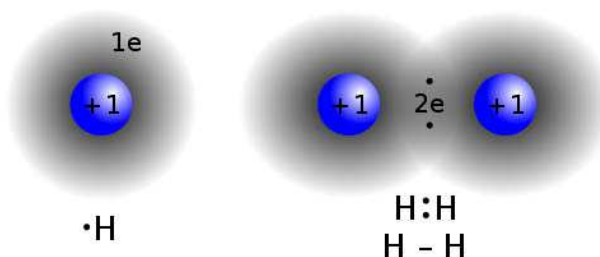
5. Teoría de enlace de valencia

Como ya has visto, las estructuras electrónicas de Lewis tienen limitaciones: la regla del octete no siempre se cumple, los enlaces múltiples no son la suma de enlaces sencillos y, además, es necesario utilizar otra teoría (RPECV) para poder explicar la geometría de las estructuras.

Por esa razón, para explicar el enlace covalente se propuso en 1927 una nueva teoría, llamada de **enlace de valencia**, con un planteamiento radicalmente diferente, ya que utiliza los orbitales atómicos como elemento clave.

Según esta teoría, el enlace se forma por **superposición de orbitales atómicos de dos átomos diferentes**, con un electrón cada uno (**orbitales semillenos, electrones desapareados**). Al superponerse los dos orbitales atómicos se forma un orbital de la molécula con dos electrones, que supone la formación de un enlace entre los dos átomos.

Observa en la imagen la superposición de los orbitales en la formación de las moléculas de H₂. Debajo se indica la estructura electrónica de Lewis. En la animación se simula la superposición de orbitales para formar una molécula de O₂.



Formación del enlace en la teoría de enlace de valencia

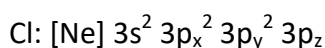
El enlace entre dos átomos se forma por superposición de dos orbitales atómicos que tienen cada uno un electrón, dando lugar a un orbital molecular, con dos electrones.

Formación de moléculas

Ahora vas a ver cómo se forman algunas moléculas sencillas según la teoría de enlace de valencia.

Molécula de cloro (Cl₂)

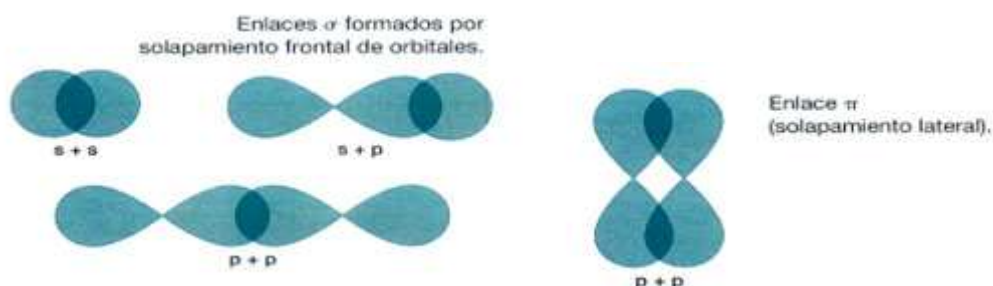
La molécula de Cl₂ se explica como la de H₂.



Como cada uno de los dos átomos de cloro tiene un orbital con un electrón, se superponen frontalmente los orbitales 3p_z de cada átomo, ya que una mayor superposición supone un enlace más fuerte y una molécula más estable. Estos **enlaces frontales** se llaman **enlaces sigma (σ)**.

Como ves en la imagen, los enlaces σ pueden formarse también entre dos orbitales s o entre uno s y otro p.

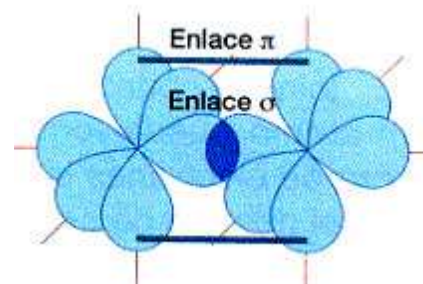
En resumen, se forma un enlace sigma entre los orbitales 3p_y de cada átomo de cloro, por lo que los dos átomos de cloro quedan unidos por un enlace sencillo Cl-Cl.



Molécula de dioxígeno (O₂)

La estructura electrónica del oxígeno es O: 1s² 2s² 2p_x² 2p_y 2p_z

El oxígeno formará dos enlaces puesto que tiene dos electrones desapareados. El primero será σ , entre los orbitales 2p_y de cada átomo, pero el segundo tendrá que ser lateral (enlace pi, π) entre los orbitales 2p_z. Esta superposición lateral es menor, dando lugar a enlaces más débiles.



En resumen, el enlace entre los dos átomos de oxígeno es doble, pero los dos enlaces no son iguales, ya que hay uno más fuerte que el otro.

Las estructuras electrónicas de Lewis no pueden hacer esta diferenciación, y desde esa perspectiva los enlaces dobles están formados por dos enlaces sencillos iguales entre sí.

Enlaces σ y π

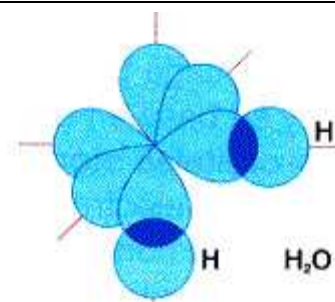
El primer enlace entre dos átomos es σ (frontal), ya que es de mayor intensidad. Los siguientes, que dan lugar a enlaces múltiples, son π (laterales), de menor intensidad.

Molécula de agua (H₂O)

En este caso hay que tener en cuenta las estructuras electrónicas de hidrógeno y oxígeno.

H: 1s

O: 1s² 2s² 2p_x² 2p_y 2p_z



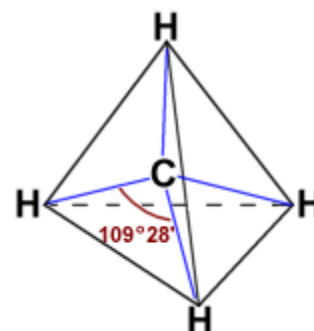
Como el oxígeno tiene dos orbitales con un electrón, cada uno de esos orbitales se superpondrá formando dos enlaces sigma con los orbitales 1s de sendos átomos de hidrógeno, como puedes ver en la figura.

El ángulo de enlace HOH previsto será de 90º, ya que es el ángulo que forman los dos orbitales del oxígeno que producen los dos enlaces.

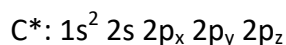
6. Hibridación de orbitales

La estructura del átomo de carbono es C: 1s² 2s² 2p_x 2p_y. Como no tiene más que dos electrones desapareados, solamente podrá formar dos enlaces según la teoría de enlace de valencia. ¡Pero es que en los millones de compuestos de carbono que se conocen, -con excepción del CO- forma cuatro enlaces!

¿Qué necesita el átomo de carbono para formar cuatro enlaces? Nada más que tener cuatro electrones desapareados. La forma más sencilla de lograrlo es hacer que un electrón del orbital 2s pase al orbital vacío 2p_z. Es decir, se alcanza un **estado excitado** del carbono, ya que pasa un electrón de un estado de menor energía (orbital 2s) a otro de mayor energía (orbital 2p_z). Sin embargo, por el hecho de producirse



esta **promoción electrónica** el carbono forma cuatro enlaces en lugar de dos, y como al formar enlaces se desprende energía, en conjunto el balance energético es favorable (debe serlo, ya que al formarse compuestos del carbono a partir de sus elementos se observa desprendimiento de energía).



Si utilizase los cuatro orbitales anteriores para formar enlaces al superponerse con los orbitales 1s de cuatro átomos de hidrógeno, habría tres enlaces iguales, originados por los tres orbitales p, y uno diferente, producido por el orbital s.

Pero si te fijas en la estructura de la molécula de metano, verás que tiene cuatro enlaces C-H exactamente iguales, dirigidos hacia los vértices de un tetraedro formando un ángulo de unos 109.5º.

Es decir, con los argumentos que tienes hasta ahora, no es posible explicar correctamente las características experimentales del enlace en esta molécula.

Hay casos como BeCl₂ y BF₃ en los que como en el CH₄ tampoco se puede explicar la existencia de la molécula, mientras que en casos como el H₂O y el NH₃ lo que no es posible justificar correctamente es el ángulo de enlace.

Para explicar esa situación experimental, se recurre a un proceso mediante el cual los orbitales s y p se combinan entre sí, obteniéndose orbitales atómicos con características intermedias (**orbitales híbridos**). Como son más direccionales que los orbitales s y p, forman enlaces más fuertes y las sustancias resultantes, moleculares o covalentes, son más estables.

El número de orbitales híbridos que se forman siempre es igual al número de orbitales atómicos del que se parte. Todos los **orbitales híbridos** formados son "equivalentes" y están "preparados" para un **mayor solapamiento**.

Orbitales s mezclados	Orbitales p mezclados	Tipo de orbitales híbridos	Número de orbitales híbridos	Geometría de los orbitales híbridos	Modelo de los orbitales híbridos formados
1	3	sp ³	4	109,5 ° tetraédrica	
1	2	sp ²	3	120° triangular plana	
1	1	sp	2	180° lineal	

Valencias múltiples

La promoción electrónica permite explicar en algunos casos sencillos las valencias múltiples que tienen bastantes átomos. Por ejemplo, ¿por qué el azufre tiene valencias covalentes II, IV y VI mientras que el oxígeno solamente tiene valencia II?

La estructura electrónica del azufre es S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y 3p_z$. Por tanto, según el modelo de enlace de valencia, el azufre formará dos enlaces, ya que tiene dos electrones desapareados. Esto es lo que sucede en el H_2S .

Pero en el SO_2 el azufre forma cuatro enlaces covalentes (en realidad, son dos enlaces dobles con dos átomos de oxígeno). Para conseguirlo, se produce la promoción electrónica desde el orbital $3p$ al $4s$, que es el más cercano en energía, alcanzándose la estructura electrónica S^* : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x 3p_y 3p_z 4s$. Aunque haga falta energía para alcanzar ese estado excitado, se desprende mucha más energía al formarse cuatro enlaces en lugar de dos, y se compensa la aportación inicial.

Si se produce una segunda promoción electrónica, quedan seis electrones desapareados, y la valencia del azufre es VI, como sucede en el SO_3 y en el H_2SO_4 .

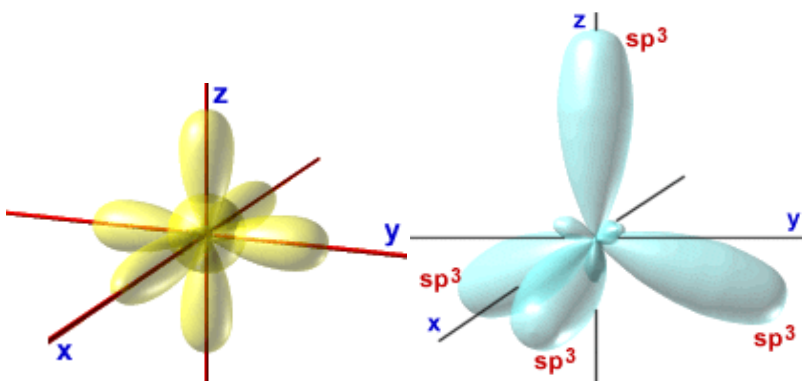
En el caso del oxígeno no se puede producir la promoción electrónica, ya que la energía necesaria para pasar un electrón del orbital $2p$ al orbital $3s$ resulta ser demasiado grande, y no se compensa por la formación de dos enlaces más.

De la misma forma puedes justificar que el flúor solamente tenga valencia I mientras que cloro, bromo y yodo tienen valencias I, III, V y VII.

6.1 Estudio de moléculas

CH_4 : hibridación sp^3

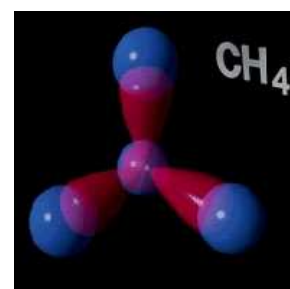
Fíjate en la imagen cómo a partir del orbital $2s$ y los tres orbitales $2p$ se forman cuatro orbitales iguales entre sí, orientados hacia los vértices de un tetraedro. Como provienen de la hibridación entre un orbital s y tres orbitales p se llaman orbitales híbridos sp^3 . Se ocupan con electrones siguiendo las mismas reglas que los orbitales habituales; como en total hay cuatro electrones para colocar y los cuatro orbitales híbridos tienen la misma energía, cada uno de ellos tiene un electrón, por lo que se formarán cuatro enlaces.



C hibridado: $1s^2 sp^3 sp^3 sp^3 sp^3$

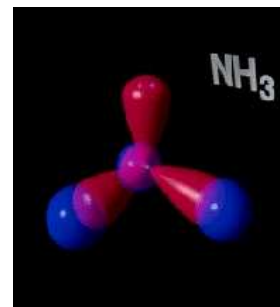
H: $1s$

Cada uno de los orbitales sp^3 se superpone con un orbital $1s$ de un átomo de hidrógeno, con lo que se forman cuatro enlaces sigma C-H, dirigidos según los vértices de un tetraedro.

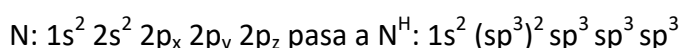


NH₃

En este caso, el modelo de enlace de valencia explica bien los enlaces formados en la molécula, pero mal su geometría, ya que los ángulos de enlace HNH salen de 90º (el ángulo entre los orbitales p que los originan), mientras que en realidad son un poco menores que el ángulo del tetraedro, de 109,5º, como predice correctamente el modelo de RPECV.



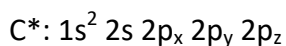
Dado que el número de enlaces previstos a partir de las estructuras electrónicas de N es el real, 3, no es necesaria la promoción de electrones, sino solamente la hibridación sp³.



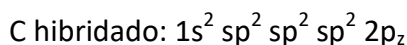
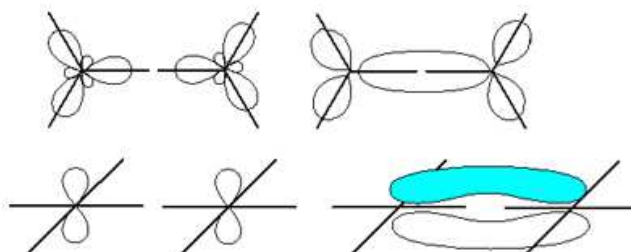
De esta forma, el N forma tres enlaces σ por superposición de los tres orbitales híbridos con un electrón con el orbital 1s de tres átomos de hidrógeno. Naturalmente, los ángulos de enlace son los que forman entre sí los híbridos sp³; el resultado no es el exacto, de 107,5 en el NH₃, pero es más aproximado que los 90º previstos usando orbitales sin hibridar.

CH₂=CH₂: hibridación sp²

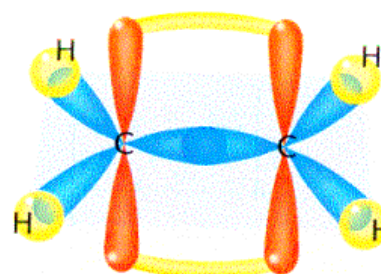
El etileno es una molécula plana, en la que los ángulos de enlace son de 120º, y el enlace entre átomos de carbono es doble. La hibridación sp³ no permite explicar este tipo de situación, por lo que hay que recurrir a un nuevo tipo de hibridación, llamada sp², en la que se parte de la misma estructura del carbono excitado:



En este caso se hibridan solamente los orbitales 2s, 2p_x y 2p_y, formándose tres orbitales híbridos llamados sp², cada uno de ellos con un electrón, quedando sin hibridar el orbital 2p_z, como puedes ver en la imagen. Los tres híbridos forman un ángulo de 120º.



Observa ahora cómo se superponen los orbitales atómicos híbridos de los dos átomos de carbono para formar un enlace sigma, mientras que los dos orbitales p sin hibridar (2p_z) se superponen lateralmente dando lugar a un enlace pi. Los híbridos restantes, dos de cada carbono, forman los cuatro enlaces sigma con cuatro hidrógenos. Los ángulos de enlace son de 120º



BeCl₂: hibridación sp

La estructura del Be es 1s² 2s². Como no tiene ningún orbital semilleno, no puede formar enlaces según el modelo de enlace de valencia. Pero por promoción electrónica alcanza el estado excitado 1s² 2s 2p_y, en el que ya puede dar lugar a dos enlaces. Como experimentalmente ambos enlaces

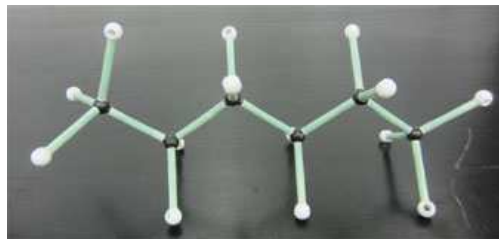
son iguales, es necesario recurrir a la hibridación, alcanzándose la estructura $1s^2 sp sp$. Por tanto, hay dos orbitales híbridos sp cada uno de ellos con un electrón y que forman un ángulo de 180° entre ellos (lineales).

Como la estructura del cloro es $[Ne] 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z$, se forman dos enlaces sigma entre orbitales sp del berilio y $3p_z$ del cloro. Por tanto, la molécula es lineal.

6.2 Otras estructuras carbonadas

Etano (CH_3-CH_3)

¿Cómo se pasa del CH_4 al CH_3-CH_3 ? No hay mas que sustituir un enlace C-H en el metano por un enlace C-C, de forma que el segundo C está unido también a tres H.



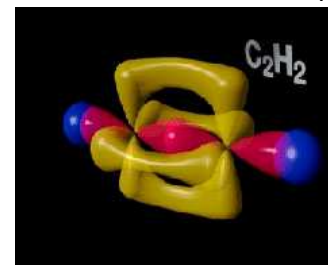
Es decir, se parte del carbono hibridado con híbridos sp^3 y estructura $C^H: 1s^2 sp^3 sp^3 sp^3 sp^3$, con lo que se forman un enlace C-C entre híbridos sp^3 de cada carbono y seis enlaces C-H entre híbridos sp^3 del C y orbitales $1s$ del H. Se trata en todos los casos de enlaces σ .

Del mismo modo se puede alargar la cadena carbonada, pasando a propano ($CH_3-CH_2-CH_3$), butano ($CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$) o cualquiera de los siguientes hidrocarburos de la serie homóloga.

Acetileno o etino ($HC\equiv CH$)

En este caso se trata de una molécula lineal, por lo que la hibridación en el carbono debe ser sp , que es la que produce estructuras lineales.

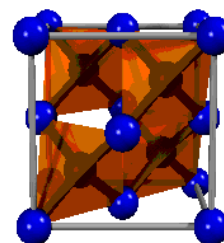
$C^H: 1s^2 sp sp 2p_x 2p_z$



Se forma un enlace σ al superponerse dos orbitales híbridos sp , uno de cada átomo de carbono. Los dos híbridos restantes se superponen con los orbitales $1s$ de dos átomos de H. Por último, los orbitales $2p_x$ de cada átomo de carbono se superponen lateralmente, dando lugar a un enlace π y lo mismo sucede con los orbitales $2p_z$. En resumen, los átomos de carbono están unidos por un enlace σ y dos enlaces π .

Diamante

Se trata de una estructura gigante de átomos de carbono distribuidos en el espacio de forma tetraédrica. En consecuencia, es fácil explicar el enlace, ya que necesariamente deben ser híbridos sp^3 , que son los que tienen orientación tetraédrica, los que formen el enlace. Es decir, no hay mas que enlaces formados entre híbridos sp^3 de dos átomos de carbono.



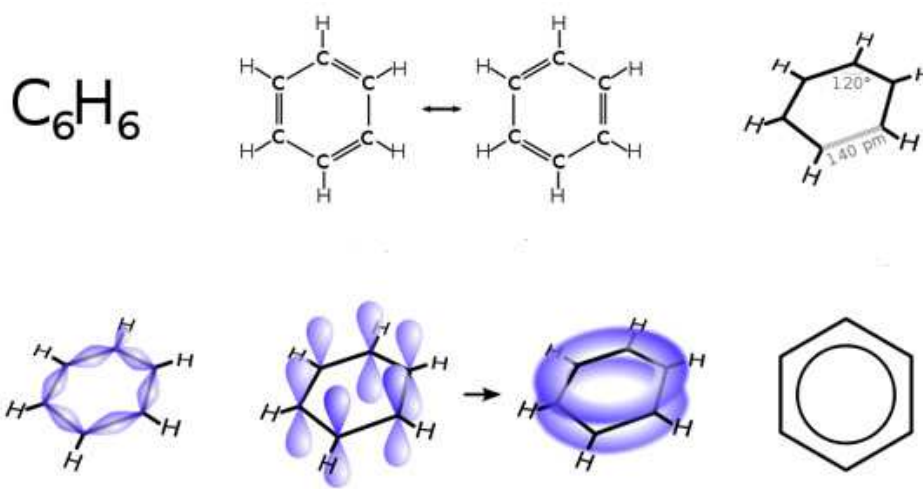
Fíjate en que su estructura básica es similar a la del metano (CH_4) que ya has visto, de manera que los cuatro hidrógenos han sido sustituidos por otros cuatro carbonos, que a su vez se unen a otros carbonos, y así sucesivamente hasta dar lugar a la red cristalina.

Benceno (C₆H₆)

El benceno es radicalmente diferente: se trata de una molécula plana, con seis átomos que forman un anillo cerrado con ángulos de 120° entre ellos. Además, cada carbono está unido a un hidrógeno (C₆H₆).

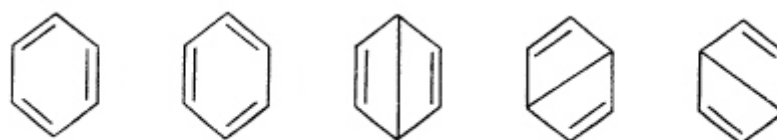
En este caso, la hibridación es sp² en cada átomo de carbono, al que le queda todavía un orbital atómico p sin hibridar.

¿Cómo se forma el enlace? Se producen seis enlaces sigma entre híbridos sp² de átomos de dos carbonos, y otros seis enlaces sigma entre híbridos sp² de un átomo de carbono y el orbital 1s de un átomo de hidrógeno. Los orbitales p restantes se solapan lateralmente, dando lugar a tres dobles enlaces alternos.



Fíjate en cómo se representa el proceso en la imagen. En realidad, los tres pares de electrones de los dobles enlaces no ocupan posiciones fijas, sino que pueden estar en todo el anillo bencénico: el enlace es intermedio entre el doble y el sencillo. El benceno se suele indicar tal y como aparece abajo a la derecha.

Además de las formas de Kekulé, que contribuye cada una con un 39% a la estructura del benceno, hay otras tres, llamadas de Dewar, con un enlace doble entre átomos de carbono opuestos. Cada una contribuye con un 7%. Y hay una última forma, de Klaus (1%), en la que los tres enlaces dobles se producen entre átomos de carbono opuestos.

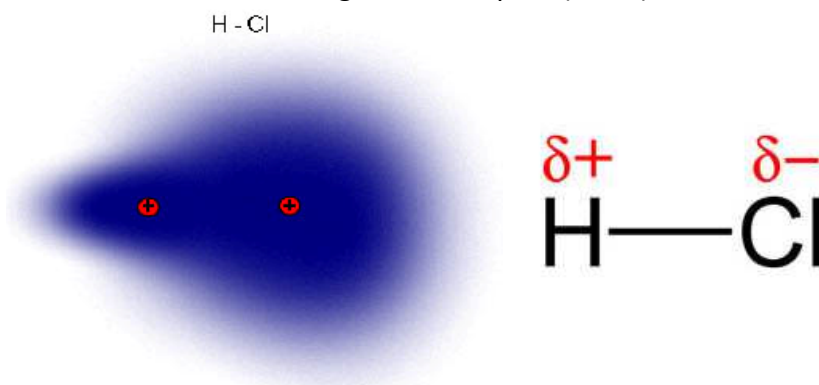


7. Polaridad de los enlaces y de las moléculas

Cuando los dos átomos unidos mediante enlace covalente tienen electronegatividad diferente, la nube electrónica está más cerca del más electronegativo. El enlace se llama polar, y es un tipo particular de enlace covalente.

Observa en la imagen lo que sucede con el cloro y el hidrógeno: los electrones están más cerca del cloro, más electronegativo, que del hidrógeno. También se suele indicar una cierta densidad de carga negativa sobre el cloro y positiva sobre el hidrógeno, donde delta es menor que la unidad, ya que en ese caso se habrían formado dos iones.

Esta distribución de dos cargas de la misma magnitud y signo contrario se llama **dipolo**, y su efecto se mide por el **momento dipolar**, magnitud vectorial cuyo módulo es el valor de las cargas por la distancia que las separa. Al tratarse de una magnitud vectorial, se representa por un vector orientado hacia el elemento más electronegativo del dipolo ($H \rightarrow Cl$).

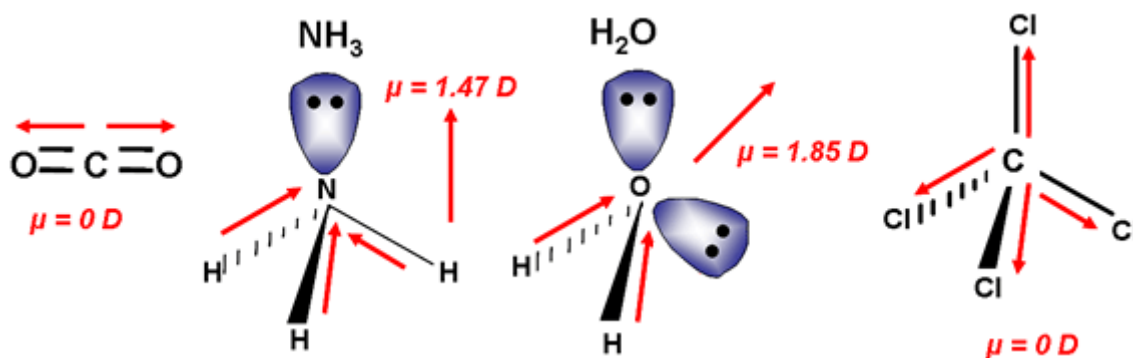


Polaridad de los enlaces y polaridad molecular

Cuando la molécula es diatómica, la situación es muy sencilla: si los átomos tienen la misma electronegatividad, el enlace y la molécula son apolares, y si son diferentes, polares. Por ejemplo, son los casos de Cl_2 y de HCl.

Si hay dos enlaces entre tres átomos, puede darse el caso de que teniendo enlaces polares la molécula sea polar, como es el caso del agua, o apolar, como sucede en el dióxido de carbono. ¿A qué se debe?

Si una molécula tiene varios enlaces polares, pueden compensarse sus separaciones de cargas (sus momentos dipolares de enlace), según sea la geometría de la molécula. Fíjate en el caso del CO_2 , que es una sustancia apolar, a pesar de que los enlaces entre el carbono y el oxígeno son polares, ya que el oxígeno es apreciablemente más electronegativo que el carbono, y los electrones de enlace están desplazados hacia él. La causa de que la molécula sea apolar es que su geometría es lineal, con lo que los dos vectores momento dipolar de enlace son de igual módulo y dirección pero de sentidos contrarios.



Por el contrario, como el agua es angular, los dos momentos dipolares de enlace no se anulan, y la molécula es polar (se representa el momento dipolar resultante).

Si hay más de dos enlaces, el análisis es similar: el NH_3 es polar debido a su geometría de pirámide trigonal, mientras que el BF_3 es apolar, por ser triangular plana (la resultante de tres vectores de igual módulo que forman un ángulo de 120° es nula).

El CCl_4 es apolar por la misma razón: la resultante de los cuatro vectores momento dipolar de enlace es nula si su geometría es tetraédrica.

En la tabla siguiente puedes ver los casos que se plantean en casos muy conocidos de moléculas del tipo AB_2 , AB_3 y AB_4 , que tienen dos, tres o cuatro enlaces polares iguales.

Enlaces polares	Ángulo	Geometría	Polaridad molecular	Molécula
2	180	Lineal	Apolar	CO_2
2	<180	Angular	Polar	H_2O
3	120	Triangular	Apolar	BF_3
3	<120	Pirámide trigonal	Polar	NH_3
4	109,5	Tetraédrica	Apolar	CCl_4

Enlaces polares y moléculas polares

Para que una molécula sea polar, es necesario que tenga enlaces polares y que además no se compensen los momentos dipolares de esos enlaces. **Dependiendo de la geometría molecular, una molécula con enlaces polares es polar o apolar.**

8. Fuerzas intermoleculares

Las propiedades de las sustancias moleculares indican que las fuerzas entre las moléculas que las forman son, en general, menos intensas que las que hay entre las partículas de las sustancias iónicas, metálicas o covalentes: la característica principal es que son gaseosas o líquidas a temperatura ambiente, y si son sólidas, son blandas y su dureza es baja o media.

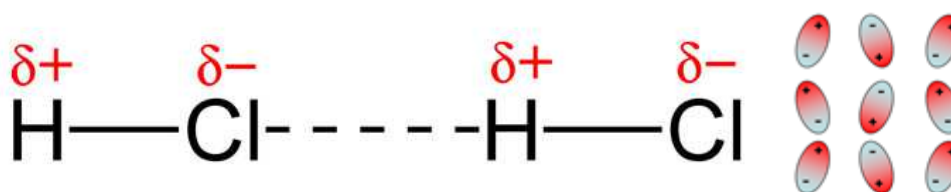
Esas **fuerzas intermoleculares** reciben el nombre genérico de **fuerzas de Van der Waals**, y son las responsables de las propiedades físicas de las sustancias moleculares y de su estado de agregación: si no existieran, las moléculas se moverían desordenadamente por agitación térmica, sin ningún tipo de atracción entre ellas, y el estado físico sería siempre el gaseoso. En la naturaleza hay muchas sustancias moleculares en estado líquido, como el alcohol de quemar, la acetona, el ácido acético, el agua o la gasolina, o sólido, como el yodo, la mantequilla, etc.

Interacciones en sustancias moleculares

Enlaces químicos: interacciones electromagnéticas entre los átomos que dan lugar a una molécula y son las que determinan las propiedades químicas de la sustancia.

Fuerzas intermoleculares: interacciones electromagnéticas entre las moléculas y son las que determinan las propiedades físicas de la sustancia.

Las fuerzas intermoleculares se deben a interacciones entre dipolos, permanentes o instantáneos: por una u otra razón, los dipolos se orientan unos con respecto a los otros, de forma que los extremos positivos de unas moléculas se acercan a los negativos de otras, produciéndose una cierta ordenación en la sustancia.



a) **Interacciones dipolares debidas a dipolos permanentes:** se dan cuando las moléculas son polares, como sucede en el caso del HCl, agua, amoníaco, etc. Cuanto más polar sea la molécula, más intensas son las fuerzas intermoleculares.

b) **Interacciones dipolares debidas a dipolos instantáneos:** se dan cuando las moléculas son apolares y son necesarias para explicar por qué una sustancia como el I₂ es sólida a temperatura ambiente. Se llaman **fuerzas dispersivas** o **de London** y se dan entre cualquier tipo de molécula: entre moléculas de I₂ solamente hay fuerzas dispersivas, pero entre moléculas de HCl hay fuerzas dipolares además de fuerzas dispersivas.

Fuerzas dispersivas

¿Cuál es su origen? Las nubes electrónicas de las moléculas no están fijas, sino que se van distribuyendo entre los átomos unidos. Debido a esas redistribuciones, en un momento dado se produce en las moléculas una cierta separación de cargas, un dipolo instantáneo, que además induce dipolos instantáneos en las moléculas cercanas. Estos dipolos se orientan entre sí, dando lugar a una cierta interacción entre las moléculas: las fuerzas dispersivas.



Son poco intensas, y aumentan con la **polarizabilidad**, que mide la facilidad para la formación de dipolos instantáneos y que depende del número de electrones de la molécula. Como a mayor masa hay más electrones, se suele relacionar la magnitud de las fuerzas dispersivas con la masa molecular.

¿De qué dependen las fuerzas intermoleculares?

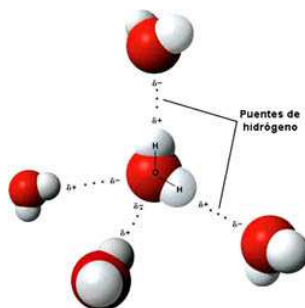
- Las fuerzas dipolares aumentan al hacerlo la polaridad de la molécula.
- Las fuerzas dispersivas aumentan al hacerlo la masa molecular.

8.1 Puentes de hidrógeno

Hay un tipo de dipolo particularmente importante, ya que da lugar a interacciones dipolares intensas. El enlace de hidrógeno no sólo se presenta en el agua, sino también en los alcoholes, los ácidos orgánicos, los fenoles que contienen grupos O-H, en las amidas, aminas y en el amoníaco, que contienen grupos N-H y en el ácido fluorhídrico H-F (enlaces del H con los elementos más electronegativos y de menor tamaño).

Se suele llamar **punto de hidrógeno** o **enlace por puente de hidrógeno**, pero no deja de ser una fuerza intermolecular particularmente intensa: las sustancias que forman puentes de hidrógeno presentan puntos de fusión y ebullición más altos de lo esperado, debido precisamente a la intensidad de ese tipo de interacción.

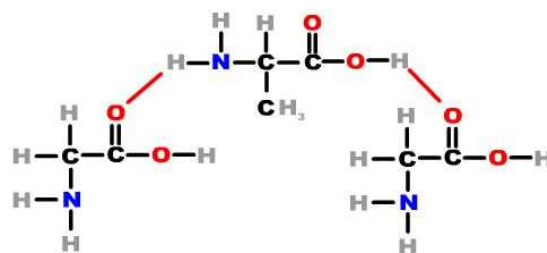
Fíjate en cómo se orientan las moléculas de agua: el extremo negativo del dipolo, situado en el oxígeno, se orienta con respecto a los positivos de otras moléculas de agua, situados en los hidrógenos.



La especial distribución de los puentes de hidrógeno en el estado sólido da lugar a las diferentes formas de cristalización del hielo.

Puentes de hidrógeno en funciones orgánicas

Este tipo de fuerza intermolecular es muy importante para explicar las propiedades de una gran parte de los compuestos de interés bioquímico. Utiliza el simulador para ver los puentes de hidrógeno que se forman entre moléculas que tienen las funciones alcohol, ácido y amina.



Fuerzas intermoleculares totales

Las fuerzas dispersivas se dan entre cualquier tipo de molécula, y si las moléculas son polares, además hay fuerzas dipolares.

Pero el hecho de que entre dos moléculas A haya solamente fuerzas dispersivas y que entre dos moléculas B haya fuerzas dispersivas y además también fuerzas dipolares no quiere decir que entre las moléculas de A las fuerzas intermoleculares totales vayan a ser menores que entre las moléculas de B, ya que dependerá de las magnitudes de las fuerzas dispersivas y dipolares en cada caso.

En la tabla siguiente puedes ver la comparación de la magnitud de la intensidad de las interacciones entre partículas.

Partículas	Interacción	Energía (kJ/mol)
átomos	enlace covalente	100 - 1000
iones	enlace iónico	400 - 4000
moléculas	fuerzas dispersivas	0,1 - 40
moléculas polares	fuerzas dipolares	5 - 25
moléculas polares	puentes de hidrógeno	10 - 40
iones-moléculas polares	disolución de sólidos iónicos	40 - 650

9. Propiedades de las sustancias

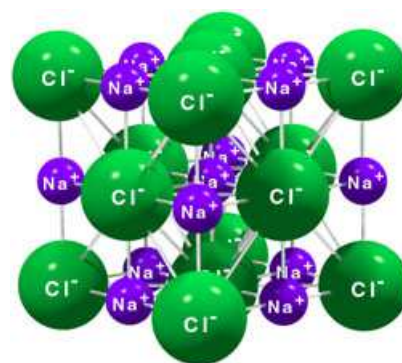
En las tablas siguientes tienes un resumen de las propiedades más importantes de los cuatro tipos de sustancias.

Tipo de sustancia	Tipo de partícula	Tipo de unión entre partículas	Propiedades	Ejemplos
Molecular	Moléculas	Fuerzas intermoleculares	<ul style="list-style-type: none"> Punto de fusión bajo Punto de ebullición bajo Si son sólidos, son blandos No conducen la corriente eléctrica Solubles en agua si son polares 	Oxígeno (O ₂) Yodo (I ₂) Agua (H ₂ O) Amoniaco (NH ₃) Propano (CH ₃ -CH ₂ -CH ₃)
Covalente	Átomos de no metal	Enlace covalente	<ul style="list-style-type: none"> Punto de fusión alto Punto de ebullición alto Duros, pero frágiles No conducen la corriente eléctrica Insolubles en cualquier líquido 	Diamante (C) Sílice (SiO ₂)
Metálica	Átomos de metal	Enlace metálico	<ul style="list-style-type: none"> Punto de fusión mediano o alto Punto de ebullición alto Duros, pero maleables Conducen la corriente eléctrica Insolubles en cualquier líquido 	Hierro (Fe) Cobre (Cu) Aluminio (Al)
Iónica	Iones	Enlace iónico	<ul style="list-style-type: none"> Punto de fusión alto Punto de ebullición alto Duros, pero frágiles Conducen la corriente eléctrica en estado líquido y en disolución acuosa Solubles en agua si la energía de red es baja 	Cloruro de sodio (NaCl) Óxido de magnesio (MgO) Carbonato de calcio (CaCO ₃) Sulfato de potasio (K ₂ SO ₄)

TIPO DE SUSTANCIA CARACTERÍSTICAS	METÁLICA	IÓNICA	MOLECULAR	COVALENTE
Sus puntos de fusión y ebullición son	medios o altos	medios o altos	muy bajos o bajos	muy altos
A temperatura ambiente su estado físico es	sólido (excepto Hg)	sólido	gaseoso, líquido o sólido	sólido
Su aspecto en estado sólido es	cristales de brillo metálico, deformables	cristales transparentes	sustancia amorfa	cristales
Su dureza es	baja o media	media	muy baja o baja	muy alta
Conducen la corriente eléctrica	sí	fundidos o en disolución, pero no en estado sólido	los electrolitos al disolverse generan iones y sí hay conducción	no
Son solubles en disolventes	ninguno	polares, pero la solubilidad puede ser casi nula si la energía de red es grande	polares si son polares apolares si son apolares	ninguno

9.1 Sustancias iónicas

Las propiedades de las sustancias dependen de la estructura que tienen a escala de partículas. En las sustancias iónicas los iones se unen mediante **intensas fuerzas electrostáticas**, que se manifiestan en todas las direcciones del espacio y que generalmente son muy intensas. Los iones de un signo están rodeados por iones de signo contrario, y así sucesivamente, estableciéndose un equilibrio entre las fuerzas atractivas que se producen entre iones de signo contrario con las repulsivas que hay entre iones del mismo signo.



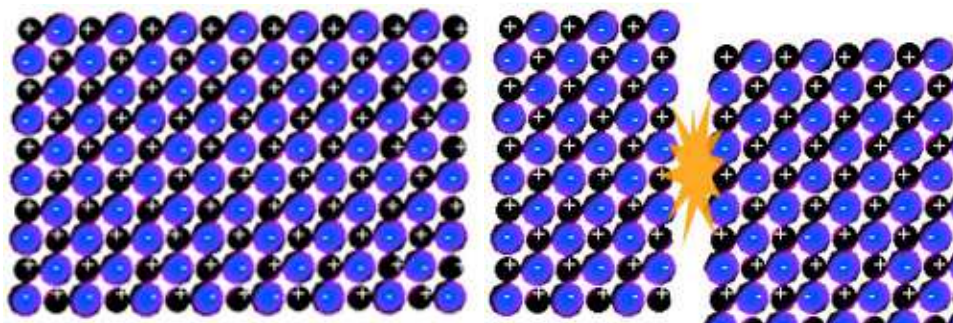
La magnitud que determina las propiedades es la **energía de red**: cuanto mayor sea, más energía se desprende al formarse la sustancia iónica, y más energía es necesario comunicar para destruirla (fundirla, rayarla, disolverla, etc).

Los iones no están en reposo, sino que debido a la agitación térmica producida por la temperatura a la que se encuentra la sustancia oscilan dentro de un espacio reducido. Al calentar la sustancia, esta agitación térmica va siendo mayor.

Debido a la intensidad de esas fuerzas, los puntos de fusión son medios o altos, ya que para que los iones se separen por agitación térmica hay que alcanzar temperaturas elevadas. De esta forma, todas las sustancias iónicas son **sólidas a temperatura ambiente**.

Por la misma razón, en general, son **sustancias duras**, ya que no es fácil separar iones: al rayar una sustancia, se separan algunas de las partículas que la forman, por lo que se deben vencer las fuerzas que las mantienen unidas en el sólido.

No conducen la corriente eléctrica en estado sólido, ya que los iones ocupan posiciones fijas en la red, pero **sí lo hacen fundidos o en disolución**, ya que en ese caso los iones tienen una cierta movilidad (la corriente eléctrica consiste en partículas cargadas que se mueven en la misma dirección y sentido a lo largo del cable conductor).

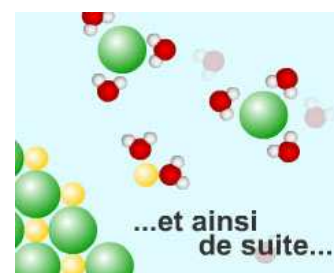


Cuando se golpea un cristal iónico se produce un desplazamiento de las capas iónicas. Observa en la gráfica cómo inicialmente los iones de un signo rodean a los de otro, mientras que por efecto del golpe quedan enfrentados iones del mismo signo, con lo que las fuerzas repulsivas aumentan notablemente, y la estructura se abre por una zona de corte prácticamente perfecto: el cristal puede llegar a hacerse añicos si el golpe es lo bastante fuerte. En consecuencia, son **sustancias frágiles**.

Solubilidad

Una última propiedad interesante es la **solubilidad en líquidos polares**, del tipo del agua, pero su solubilidad es muy variable, desde grande a prácticamente nula, dependiendo de las características tanto de la sustancia iónica como del disolvente. Obviamente, cuanto mayor sea la energía de red, menor será la solubilidad.

Observa la animación, en la que se simula el proceso de disolución de un cristal iónico en agua. Los iones pasan del sólido a la disolución, de manera que las interacciones ión-ión se rompen, estableciéndose interacciones entre los iones y las moléculas de agua. Cuanto más débiles sean las interacciones entre iones (menor sea la energía de red), más fácilmente se disolverá la sustancia iónica en agua.



9.2 Sustancias metálicas

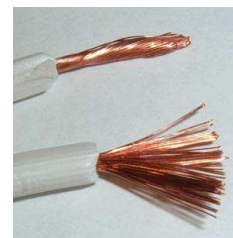
Conductividad de la corriente eléctrica

Su propiedad más característica es la **conducción de la corriente eléctrica**: por agitación térmica los electrones se mueven desordenadamente en todas direcciones y a lo largo de toda la red, de acuerdo con el modelo del gas electrónico.

Al someter un trozo de metal a una diferencia de potencial producida por un generador (una pila, por ejemplo), los electrones libres se desplazan hacia el polo positivo de la pila, el de mayor potencial eléctrico, moviéndose en un único sentido dentro del metal. Ese movimiento de electrones es la corriente eléctrica.

Conductores, semiconductores y aislantes

En la tabla siguiente tienes los datos de conductividad de varias sustancias, tomando como referencia unidad la conductividad del plomo. Fíjate en que la variación es muy grande, desde 13,6 de la plata, el mejor conductor, hasta 10^{-22} del azufre, que es un aislante. Observa los valores del grafito, que tiene una conductividad apreciable y por eso se utiliza para fabricar electrodos, y el silicio, que es un semiconductor, fundamental en la industria electrónica.



Conductividad del plomo como referencia			
Plata	13,6	Grafito (C)	0,016
Cobre	13,0	Silicio	$2,6 \cdot 10^{-4}$
Aluminio	8,4	Germanio	$2,5 \cdot 10^{-4}$
Cinc	3,7	Iodo	$2,0 \cdot 10^{-14}$
Hierro	2,2	Diamante (C)	$4,0 \cdot 10^{-20}$
Plomo	1,0	Azufre	$1,0 \cdot 10^{-22}$

Otras propiedades

En cuanto al estado físico, son todas **sólidas a temperatura ambiente**, con excepción del mercurio. El punto de fusión es muy variable, desde el entorno de 50-100 °C de los alcalinos (28 °C el cesio), pasando por el estaño, usado en soldadura electrónica, hasta los 3410 °C del wolframio, utilizado en filamentos de bombillas incandescentes (que poco a poco van cayendo en desuso en favor de las lámparas de bajo consumo).

Su **dureza es media o baja**, dependiendo de la intensidad del enlace: en general, las más duras tienen puntos de fusión más altos.

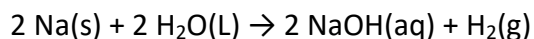
Si se trata de átomos pequeños que se ordenan en redes con un elevado índice de coordinación, la densidad es muy elevada en casos como osmio, iridio y platino, superiores a 22 g/cm^3 (un cubo de 10 cm de lado de esos metales tiene una masa mayor de 22 kg), aunque en algunos casos como litio, sodio o potasio, flotan en el agua (densidad menor de 1 g/cm^3).

No son frágiles como sucede con las sustancias iónicas, sino que resultan **maleables y dúctiles**, pudiendo cambiar su forma al golpearlos. En algunos casos, incluso se pueden doblar con la mano (hilos de cobre, chapas finas de aluminio, etc). Esto se debe a que al deformar un poco la red se obtiene una estructura espacial de los átomos similar a la inicial (al deformar una red iónica se enfrentaban iones del mismo signo, que al repelerse producían su fractura, como ya has visto antes).

Su **calor específico es muy bajo**; es decir, se calientan con facilidad al comunicarles energía en forma de calor. Como además los metales conducen muy bien el calor, no sólo aumentan

apreciablemente su temperatura, sino que lo hacen muy deprisa. Por esta razón se utilizan en cocina para fabricar cacerolas, ollas y sartenes.

No se disuelven en ningún líquido. En algunos casos, reaccionan químicamente con el líquido y se disuelven, pero al evaporar el líquido no se recupera la sustancia inicial, ya que se han formado otras sustancias. Por ejemplo, el sodio reacciona con violencia con el agua, formándose hidróxido de sodio en disolución y desprendiéndose gas hidrógeno. Al evaporar la disolución, se recupera hidróxido de sodio.



9.3 Sustancias covalentes

En estas sustancias se forman estructuras gigantes de átomos unidos mediante enlace covalente. Los ejemplos más característicos son el diamante, cuya estructura ya has visto, la sílice (SiO_2) con la misma estructura tetraédrica y átomos de silicio unidos a los de oxígeno, el carburo de silicio (carborundo) y el grafito.

Como los enlaces son covalentes, muy fuertes, las redes covalentes son difíciles de destruir, lo que se traduce en que los puntos de fusión son altos, la dureza elevada y la solubilidad nula.

El grafito tiene una propiedad muy característica: tiene una apreciable conductividad de la corriente eléctrica, por lo que se utiliza para hacer electrodos (en las pilas más conocidas, de 1,5 voltios, el electrodo central, conectado al borne positivo de la pila y marcado con el número 2, es una barra de grafito).



Si te fijas en la imagen, verás que el grafito consta de láminas de anillos bencénicos. Los seis electrones de los tres dobles enlaces del benceno tienen movilidad dentro del anillo, pero como los anillos están unidos, pueden pasar de un anillo a otro contiguo. Cuando el grafito se conecta a una diferencia de potencial, los electrones tienen a desplazarse hacia la zona de mayor potencial (polo positivo), pasando de un anillo bencénico a otro.

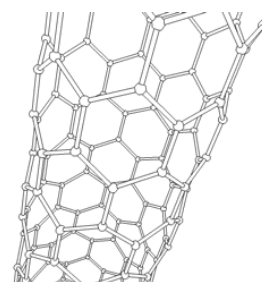
Como las láminas no están unidas por enlaces covalentes sino por fuerzas parecidas a las intermoleculares, se separan con facilidad, por lo que resulta ser un material mucho más blando que el diamante.

Nanotubos de grafito

Los nanotubos de grafito son estructuras laminares de grafito enrolladas sobre sí mismas, dando lugar a estructuras como las que ves en la figura.

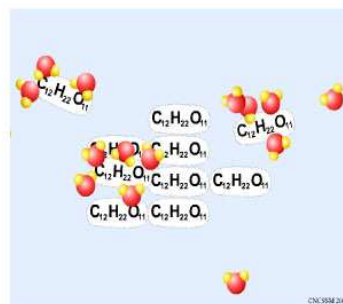
Los nanotubos tienen un diámetro de unos nanómetros y, sin embargo, su longitud puede ser de hasta un milímetro, por lo que disponen de una relación longitud:anchura tremendamente alta y hasta ahora sin precedentes.

Los nanotubos de carbono son las fibras más fuertes que se conocen. Un solo nanotubo perfecto es de 10 a 100 veces más fuerte que el acero por peso de unidad y poseen propiedades eléctricas muy interesantes, conduciendo la corriente eléctrica cientos de veces más eficazmente que los tradicionales cables de cobre.



9.4 Sustancias moleculares

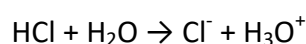
Son sustancias que habitualmente se encuentran en **estado gaseoso o líquido a temperatura ambiente**, y si son sólidas son blandas y tienen punto de fusión bajo (algunas, como el yodo o la naftalina, subliman directamente).



Se disuelven en disolvente polares si son polares, y en apolares si son sustancias apolares (de ahí viene la regla "**semejante disuelve a semejante**").

Si una sustancia no es polar, no se pueden establecer esas interacciones, con lo que la sustancia no es soluble en agua. El azúcar, sustancia polar, se disuelve con facilidad en el agua, como puedes ver en la simulación.

Sin embargo, algunas sustancias moleculares producen iones cuando se disuelven en agua, y en ese caso la disolución formada sí conduce: es el caso del HCl, que en agua forma iones Cl^- y H_3O^+ . Estas sustancias reciben el nombre de **electrolitos**.



Como no tienen carga neta, **no conducen la corriente eléctrica** en ningún estado.

Para **determinar la intensidad de las fuerzas intermoleculares** y, en consecuencia, hacer previsiones sobre las propiedades de las sustancias, es necesario determinar si hay interacciones dipolares o no, y comparar la magnitud de las fuerzas dispersivas.

Fíjate en la tabla siguiente: las fuerzas intermoleculares mayores se dan en el yodo, que es apolar y no tiene fuerzas dipolares, pero su masa es muy grande y las fuerzas dispersivas también lo son.

Molécula	Estado físico a T ambiente	¿Molécula polar?	Tipo de fuerzas intermoleculares	M(uma)	Orden de fuerzas dispersivas	Orden de fuerzas totales
CO ₂	gas	no	dispersivas	44	2º	3º
H ₂ O	líquido	sí	dispersivas y puentes de hidrógeno	18	3º	2º
I ₂	sólido	no	dispersivas	254	1º	1º

9.5 Las propiedades del agua

El agua es sin duda la sustancia más conocida y de uso más habitual. Se sintetizó por primera vez en 1781 y su fórmula se estableció en 1805, pero su estructura (longitudes y ángulos de enlace) no se determinó hasta 1956, utilizando técnicas espectroscópicas.

Se trata de una molécula de masa pequeña, por lo que las fuerzas dispersivas son débiles. Sin embargo, forma puentes de hidrógeno, de manera que las fuerzas intermoleculares totales son intensas.

Sus **puntos de fusión y ebullición** son más elevados de lo que se podría esperar. Si se analizan los datos de puntos de cambios de estado de los hidruros H₂S, H₂Se y H₂Te, su punto de ebullición debería ser de unos -50 °C. Sin embargo, afortunadamente a temperatura ambiente es líquida.

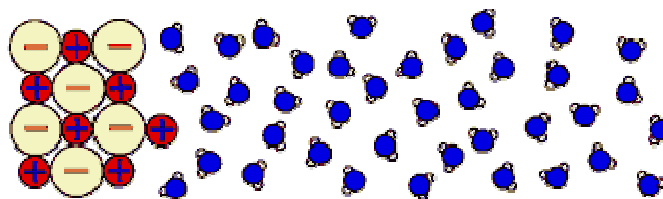
Su **densidad en estado sólido** es de 0,91 g/cm³. Las moléculas de agua se ordenan formando cristales con estructuras más o menos abiertas (¡hay muchos tipos de hielo!), pero la densidad es menor que en estado líquido. Este hecho justifica que el hielo flote en agua, aislando la capa inferior de agua, que no se congela y permite el mantenimiento de la vida aún en condiciones extremas.

Su **calor específico** es muy alto, de 4180 J/kg °C. Es decir, para que el agua aumente su temperatura necesita absorber una gran cantidad de energía en forma de calor, por lo que presenta una apreciable resistencia a cambiar su temperatura, tanto para calentarse como para enfriarse (se utiliza como líquido refrigerante en los radiadores de los coches y como calefactor en los sistemas de calefacción). Ese hecho justifica que el clima costero sea más uniforme que el continental, con variaciones térmicas menos acusadas.

De forma similar, tiene **efecto termorregulador**: cuando se suda, el líquido que hay sobre la piel se evapora, proceso que necesita una gran cantidad de energía, que extrae de la propia energía térmica de la piel. El efecto producido es la disminución de temperatura: se suda para refrescarse

(los perros no tiene glándulas sudoríparas, y no sudan, pero la termorregulación la realizan a través de la lengua: fíjate que en verano siempre están jadeando con la lengua afuera).

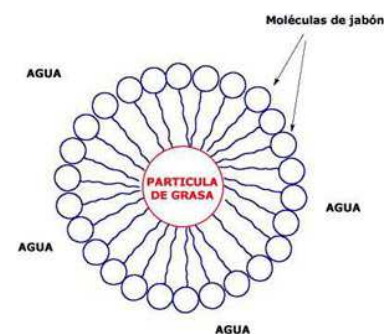
En cuanto a su **capacidad disolvente**, ya has visto sus características y el mecanismo de disolución. Fíjate ahora con más detalle en la forma de disolver sal común. Los iones pasan del cristal a la disolución, y cuando se introducen los electrodos de una pila, se enciende la bombilla que lleva conectada.



Pero cuando se añade una sustancia apolar al agua, la mezcla no se realiza. Por ejemplo, al mezcla agua y gasolina, como se ve en la simulación, queda una fase acuosa y otra orgánica flotando sobre ella, al ser menos densa. Como no hay interacciones entre el agua y la gasolina, no se mezclan.

Precisamente este hecho tiene una gran influencia en la capacidad limpiadora del agua: no sirve para grasas y sustancias apolares en general. Los detergentes son sustancias con un extremo polar y otro apolar, de forma que por el apolar rodean a partículas de grasa, mientras que el polar, exterior, interacciona con las moléculas de agua (¿has oído en televisión la expresión de "el milagro antigrasa"?).

Si te fijas en la imagen anterior, verás que las moléculas de jabón tienen un extremo que interacciona con el agua (hidrófilo) y otro que no lo hace, pero que sí interacciona con las moléculas de grasa (hidrófobo).



¿Procesos físicos o químicos?

La disolución tanto de sustancias iónicas como moleculares en agua son **procesos físicos**, ya que al evaporar el disolvente se vuelve a recuperar la sustancia disuelta (sal o azúcar en los casos anteriores).

10. Los nuevos materiales y sus aplicaciones

Por último, verás las características y aplicaciones de alguno de los nuevos materiales que se han diseñado para mejorar la calidad de vida en la sociedad actual. No tienes mas que observar la cubierta de titanio del museo Guggenheim de Bilbao o las prótesis que utiliza el corredor paralímpico sudafricano de 400 m lisos Oscar Pistorius, que realiza marcas de nivel mundial.



El descubrimiento de nuevas sustancias no cesa, buscando que tengan propiedades concretas. La inversión en I+D es fundamental para satisfacer las necesidades de la industria, la medicina, la construcción, etc.

La carrera espacial ha tenido una enorme influencia en este tipo de investigaciones, ya que ha exigido disponer de productos con unas características muy especiales, que después han encontrado aplicaciones en muchos otros ámbitos de la vida. Por ejemplo, el tejido utilizado en los trajes espaciales se ha utilizado para fabricar sacos de dormir y anoraks de gran capacidad de aislamiento.

Aluminio

Es uno de los metales más utilizados, debido a sus especiales características: tiene una densidad baja ($2,7 \text{ g/cm}^3$ frente a 9 g/cm^3 del cobre), su conductividad eléctrica y térmica es alta, es maleable, se recubre de una capa mate de óxido de aluminio que le protege de la corrosión y es fácilmente reciclable. Por esa razón se utiliza para fabricar utensilios de cocina y marcos de ventanas y puertas, así como cables para las líneas de alta tensión.



El microlattice

Es el metal más ligero del planeta. De hecho, el microlattice o microrretícula casi no es un metal, porque el 99,9 por ciento de su composición es aire. Es una aleación de níquel y fósforo, 100 veces menos densa que la espuma de poliuretano. Se inspira en los huesos humanos, sólidos por fuera y porosos por dentro, para aligerar el peso. Desde que fue creado, en 2011, se considera que es una innovación que cambiará el mundo. El laboratorio que lo inventó, HRL, está trabajando con Boeing para aplicarlo en los aviones: podría reducir tanto su peso que el consumo de combustible se reduciría a la mitad.



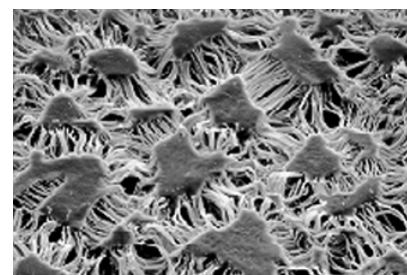
Materiales para prótesis

Las prótesis de material sintético son cada vez más habituales: válvulas de corazón plásticas, rótulas cerámicas, huesos de titanio, etc. Su durabilidad es muy alta, y producen menos rechazos que el material orgánico trasplantado.



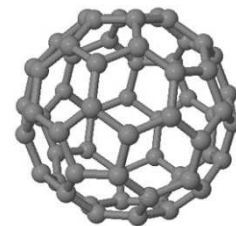
Goretex

Es un tejido impermeable y a la vez transpirable. Se utiliza para fabricar chubasqueros, botas, anoraks, etc, en los que es importante que el agua no penetre, pero que a la vez permita evaporar el sudor. En el sitio web de GORE-TEX se dice textualmente que "*El secreto de los tejidos GORE-TEX® reside en su revolucionaria membrana de doble componente. La parte de politetrafluoretileno expandido de la membrana contiene más de 9 mil millones de microporos por cada 2,5 centímetros cuadrados. Estos poros son unas 20.000 veces más pequeños que una gota de agua, pero 700 veces mayores que una molécula de vapor de humedad. De este modo, mientras que el vapor de humedad (un gas) puede escapar fácilmente, su forma líquida no puede penetrar la membrana GORE-TEX®.*"



Fullerenos

Es una familia de sustancias en la que la más conocida es el C-60. Son la tercera forma más estable del carbono, tras el diamante y el grafito. Descubiertos en 1985, se sintetizan vaporizando con láser una muestra de carbono y hoy en día todavía siguen en estudio sus propiedades físicas y químicas buscando su relación con la astrofísica y el origen de la vida, así como aplicaciones farmacológicas. Debido a su característica estructura, se les llama futbolenos.



Grafeno

"El material del siglo XXI es más revolucionario que el silicio y el oro en su momento. Procesa datos diez veces más deprisa, es fino como un pelo, flexible como el plástico y duro como el diamante."

Así comienza el artículo de la revista de divulgación científica QUO en su número de octubre de 2010. Puedes ver en él algunas de sus posibilidades de futuro, pero quizá la más impresionante sea que los procesadores de grafeno pueden ser cientos de veces más rápidos que los actuales de silicio que tenemos en nuestros ordenadores.

