



Universidad de Cantabria
Departamento CITIMAC



Química

Los procesos químicos

Dr. Imanol de Pedro del Valle



- 1. - Enlace químico. Tipos.
- 2. - Enlace iónico.
 - 2.1. Valencia iónica.
 - 2.2. Cristales iónicos. Índice de coordinación.
 - 2.3. Propiedades de los compuestos iónicos
- 3. - Enlace covalente.
 - 3.1. Teoría de Lewis. Covalencia
 - 3.2. Parámetros moleculares.
 - 3.3. Teoría del enlace valencia.
 - 3.4. Orbitales atómicos híbridos.
 - 3.5. Polaridad de los enlaces y moléculas.
 - 3.6. Fuerzas intermoleculares.
 - 3.7. Propiedades de los compuestos covalentes.
 - 3.8. Transición entre el enlace iónico y el covalente
- 4. - Enlace metálico. Propiedades de los metales.

ENLACE QUÍMICO.TIPOS.

- A excepción de los gases nobles y de los metales en estado de vapor, **los átomos no se presentan aislados, sino formando agrupaciones estables** (moléculas o cristales).
- Se llama enlace a la “***unión entre átomos, moléculas o iones de uno o varios elementos***”.
- Los átomos, moléculas e iones **se unen** entre sí porque al hacerlo se llega a una situación de mínima energía, lo que equivale a decir de **máxima estabilidad**. La consiguen **adquiriendo la configuración del gas noble**.
- Son los **electrones más externos**, los también llamados **electrones de valencia** los responsables de esta unión, al igual que de la **estequiometría y geometría de las sustancias químicas**.

Atendiendo a la electronegatividad de los elementos que se enlazan, se pueden formar tres tipos de enlace:

- **Enlace iónico**: se forma entre elementos de electronegatividad muy diferente. Da lugar a la formación de **cationes y aniones**, por tanto, **tiene lugar entre un metal** de los grupos IA y IIA que tienen baja E.I. y forman fácilmente cationes, y **un no metal** de los grupos VIA y VIIA que tienen alta A.E. , con gran tendencia a formar aniones.
- También forman este tipo de enlace las **sales de metales** de baja E.I. que tienen **aniones poliatómicos voluminosos** como NO_3^- , ClO_3^- , SO_4^{2-} , etc.,
- **Enlace covalente**: se forma entre elementos de electronegatividad alta, igual o parecida, siendo $\text{E.N. (A)} - \text{E.N. (B)} \leq 1,7$; es decir, **entre dos no metales** que tienen alta A.E. y **ambos tienen tendencia a ganar electrones**.
- **Enlace metálico**: se forma entre elementos de electronegatividad baja, es decir, **entre metales**, con baja E.I. y por tanto con gran tendencia a formar cationes intramoleculares.

Tipos de enlaces

IÓNICO

se establece cuando se combinan entre sí átomos de METAL con átomos de NO METAL

METÁLICO

se establece cuando se combinan entre sí átomos de METAL

COVALENTE

se establece cuando se combinan entre sí átomos de NO METAL

Tipos de enlaces

Iónico

Covalente

Metálico

Sólidos iónicos

**Sustancias
moleculares**

**Sólidos de
red covalente**

Sólidos metálicos



Enlace iónico

Tiene lugar por la **transferencia** (cesión-ganancia) de **electrones del átomo menos electronegativo** (metal) **al átomo más electronegativo** (no metal), originándose iones con carga de signo contrario, **cationes y aniones**, entre los que se establecen intensas **fuerzas atractivas electrostáticas** (la intensidad se deduce de la ley de Coulomb).

$$F = k \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{d^2} = k \cdot \frac{q_c \cdot q_a}{(r_c + r_a)^2}$$

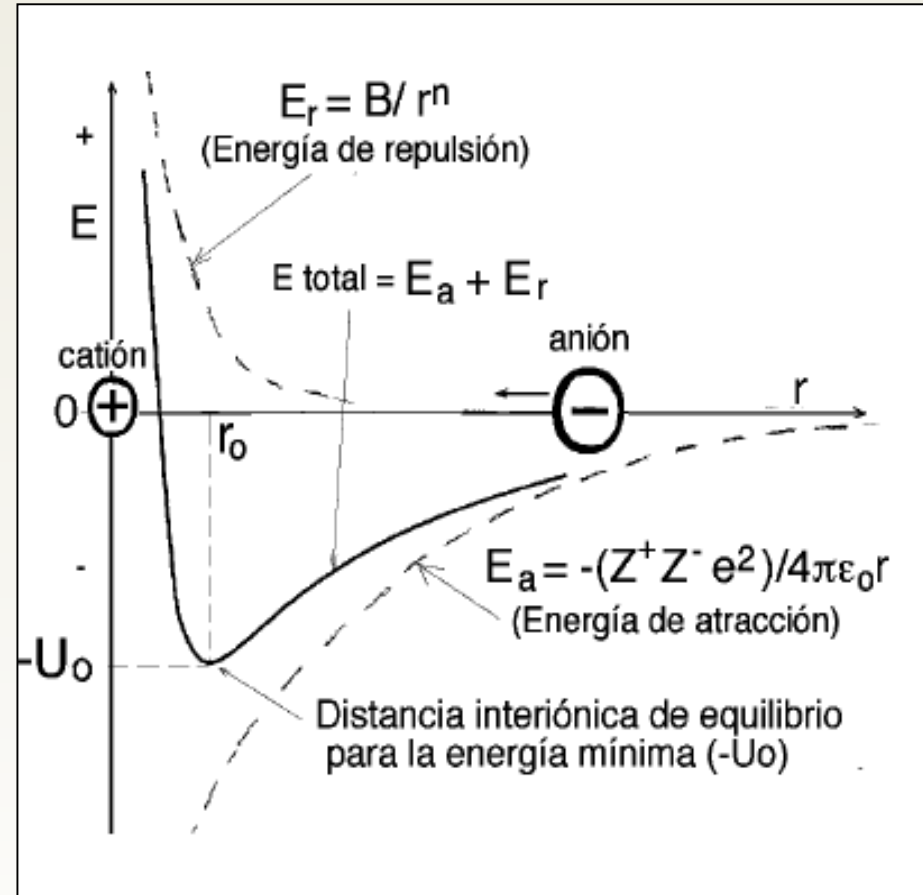
Donde q_c y q_a , r_c y r_a son, respectivamente, las cargas y los radios de los iones y k es la cte electrostática de Coulomb, cuyo valor depende del medio en que se encuentren (en el vacío $k = 9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 / \text{C}^2$)

Enlace iónico

Se da entre un metal que pierde uno o varios electrones y un no metal que los captura.

Resultan iones positivos y negativos que se mantienen unidos por atracciones electrostáticas, formando redes cristalinas.

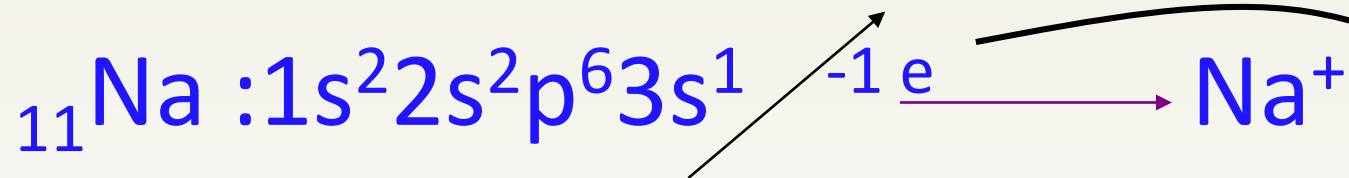
Se aproximan hasta que la energía del conjunto es mínima



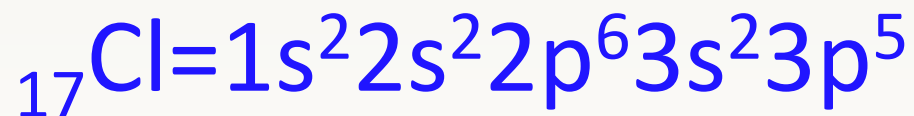
Enlace iónico

¿Cómo se forma el enlace iónico?

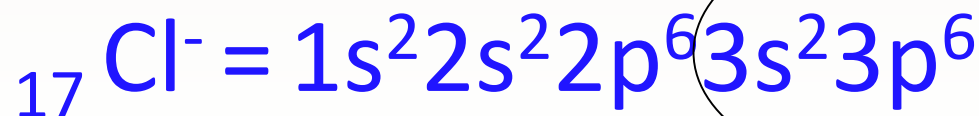
- Los átomos que se unen tenderán a tener 8 electrones en su última capa.



-Si el SODIO pierde un electrón, tendrá ocho electrones en la capa 2.



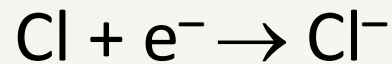
+1 electrón



8 electrones

Enlace iónico

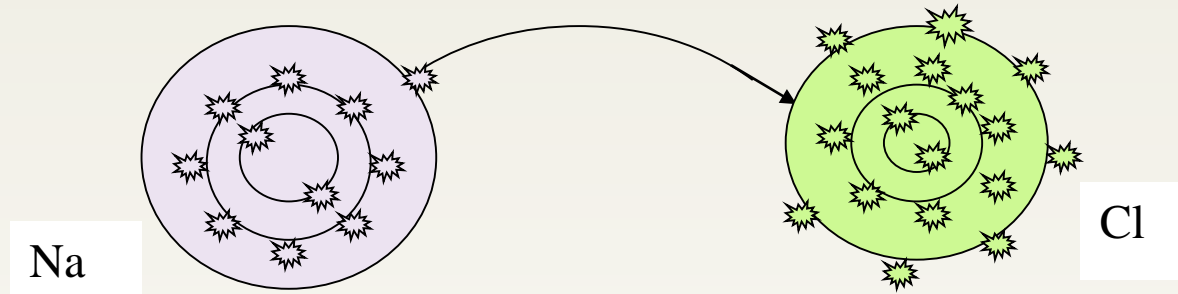
- Las reacciones de pérdida o ganancia de e^- se llaman reacciones de ionización:



Calcita: CaCO_3

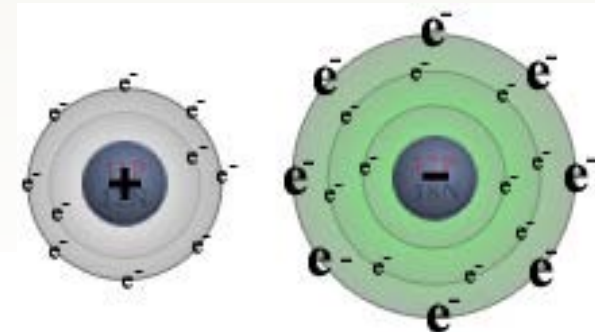
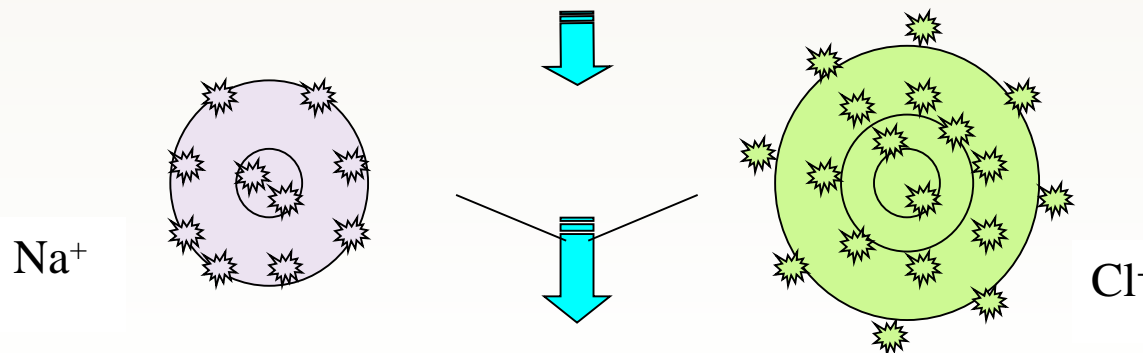
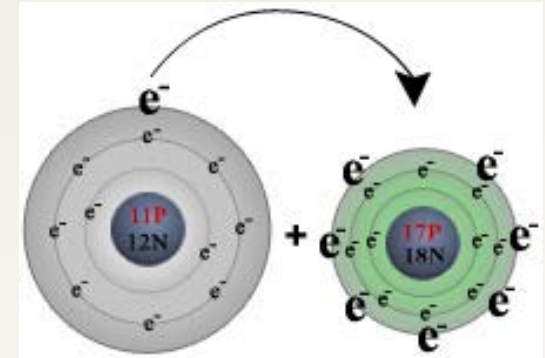
Enlace iónico

EJEMPLO: Formación de cloruro de sodio



Cede su electrón de la última capa al cloro

Coge el electrón del sodio y completa su última capa



Valencia iónica o electrovalencia

Es el número de electrones que un átomo gana o pierde para formar un ión estable (al formar un compuesto iónico).



KCl: Silvina

Cristales iónicos. Índice de coordinación.

Los iones en los compuestos iónicos se ordenan regularmente en el espacio de la manera más compacta posible.

Cada ión se rodea de iones de signo contrario dando lugar a celdas o unidades que se repiten en las tres direcciones del espacio.



Aragonita: CaCO_3

Índice de coordinación

Es el número de iones de signo opuesto que rodean a un ión dado.

Cuanto mayor es un ión con respecto al otro mayor es su índice de coordinación.



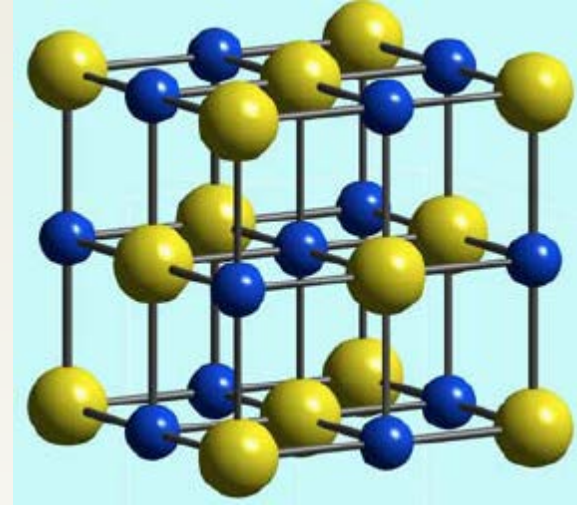
Pirita: FeS₂

Principales tipos de estructuras cristalinas iónicas

RED CÚBICA CENTRADA EN LAS CARAS

El: NaCl

Índice de coord. para ambos iones = 6

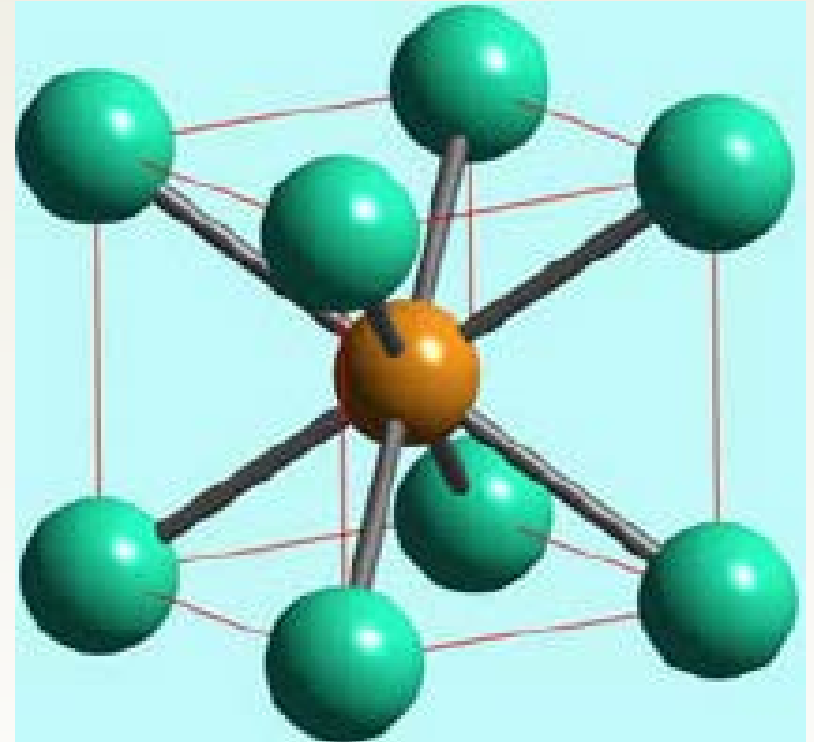


Principales tipos de estructura cristalina

RED CÚBICA CENTRADA EN EL CUERPO

Ej: CsCl

Índice de coord. para ambos iones = 8



Principales tipos de estructura cristalina

RED CÚBICA CENTRADA EN LAS CARAS

PARA EL Ca^{2+} (ESFERA AZUL)

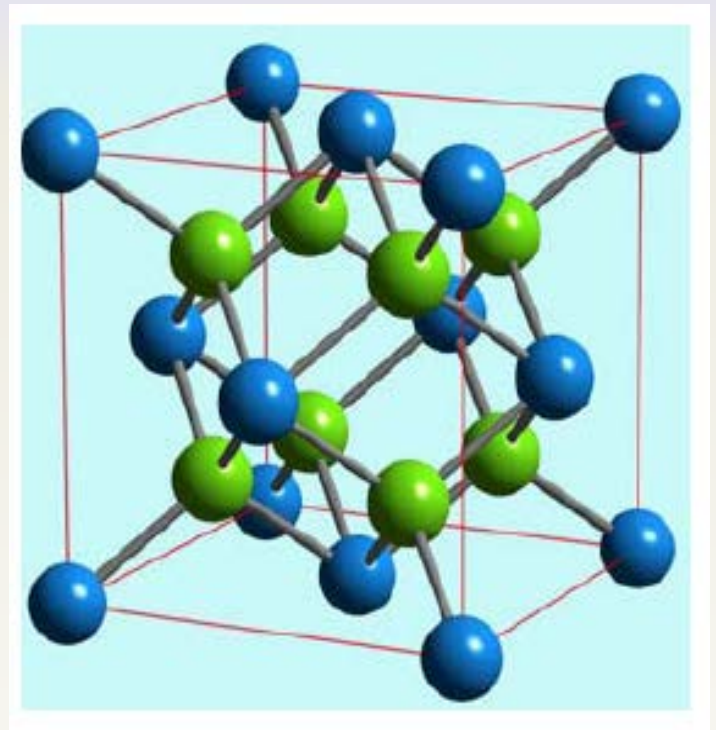
TETRAÉDRICA PARA EL F^-

(ESFERA VERDE)

El: CaF_2

Índice de coord. para el $\text{F}^- = 4$

Índice de coord. para el $\text{Ca}^{2+} = 8$



Propiedades de los compuestos iónicos

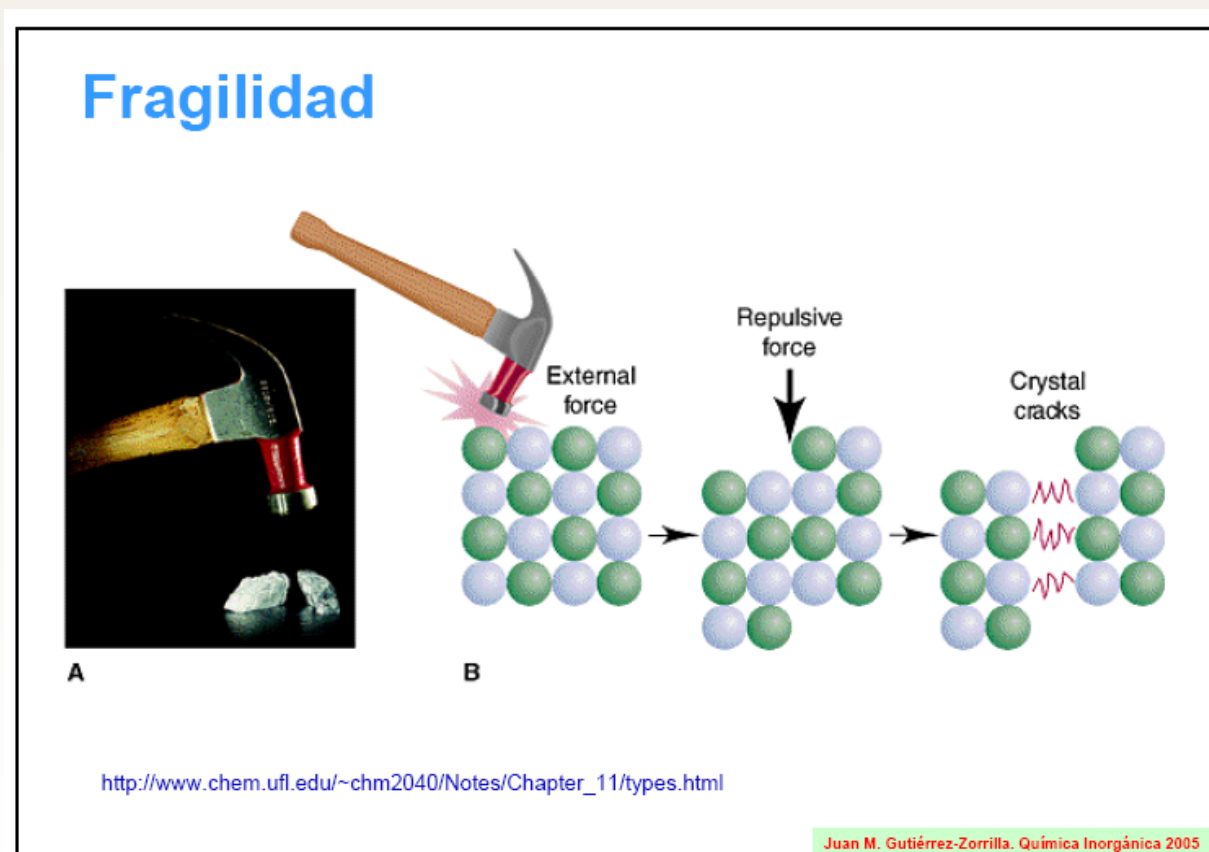
Puntos de fusión y ebullición elevados (tanto más cuanto mayor U) ya que para fundirlos es necesario romper la red cristalina, tan estable, por la cantidad de uniones en forma de atracciones electrostáticas entre iones de distinto signo. **Son sólidos a temperatura ambiente.**



Malaquita: $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$

Propiedades de los compuestos iónicos

Son **duros aunque frágiles, quebradizos**, ya que al golpearlos se distorsiona la red, enfrentándose iones del mismo signo, lo cual, produce repulsiones entre ellos y **se pueden partir en láminas**.



Propiedades de los compuestos iónicos

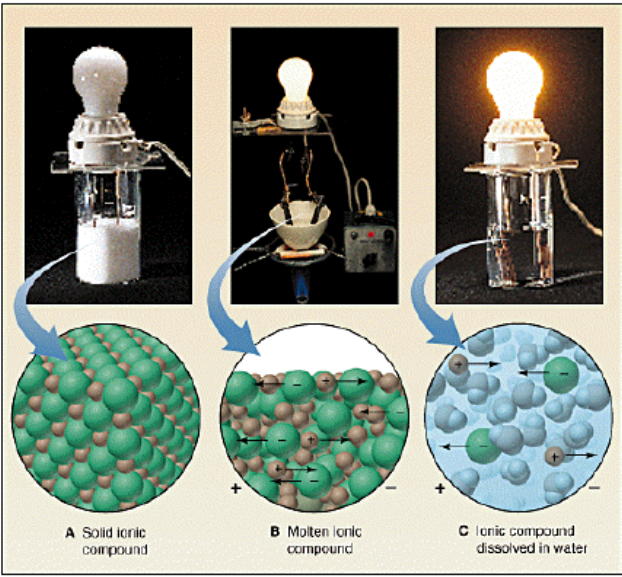
En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, ya que los electrones están fijos, pero sí la conducen si están fundidos o en disolución, puesto que los iones gozan de libertad de movimiento y pueden desplazarse atraídos por la carga contraria de un generador. Esta conducción no es por electrones sino por iones y se llama *conducción electrolítica*.

Conductividad

Ionic compounds conduct electricity when dissolved in water, because the dissociated ions can carry charge through the solution.

Ionic solids melt when the ions have enough energy to slide past one another. They are mobile and can act to carry electrical charge through the liquid..

Molecular compounds don't dissociate into ions and so don't conduct electricity in solution.



A Solid ionic compound

B Molten ionic compound

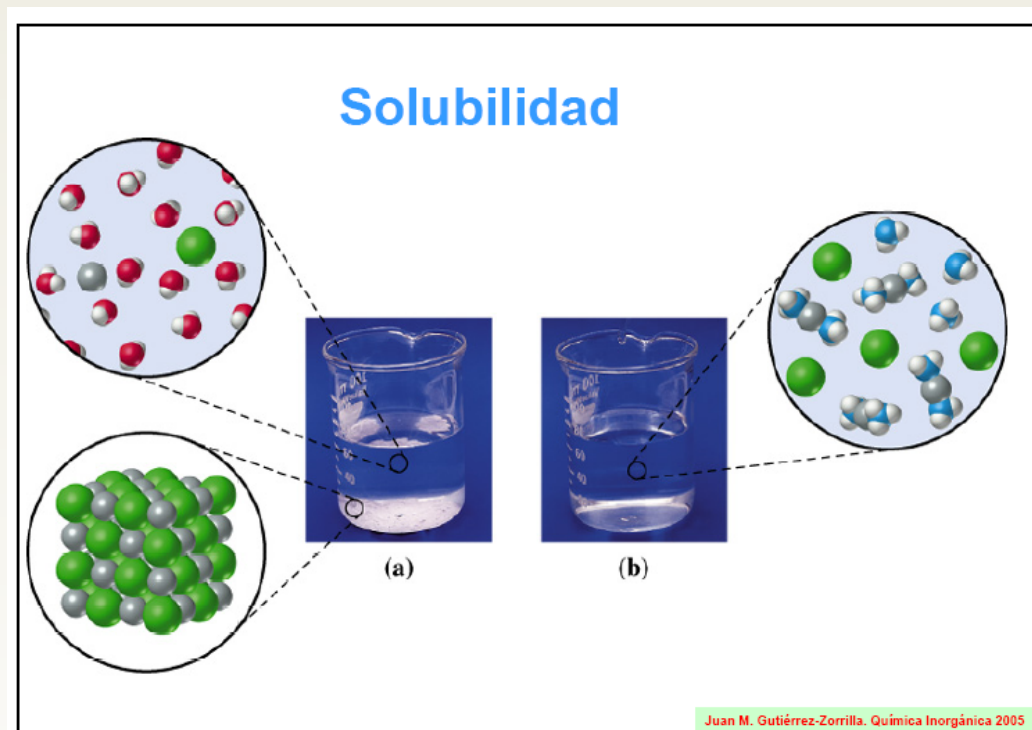
C Ionic compound dissolved in water

http://www.chem.ufl.edu/~chm2040/Notes/Chapter_11/types.html

Juan M. Gutiérrez-Zorrilla. Química Inorgánica 2005

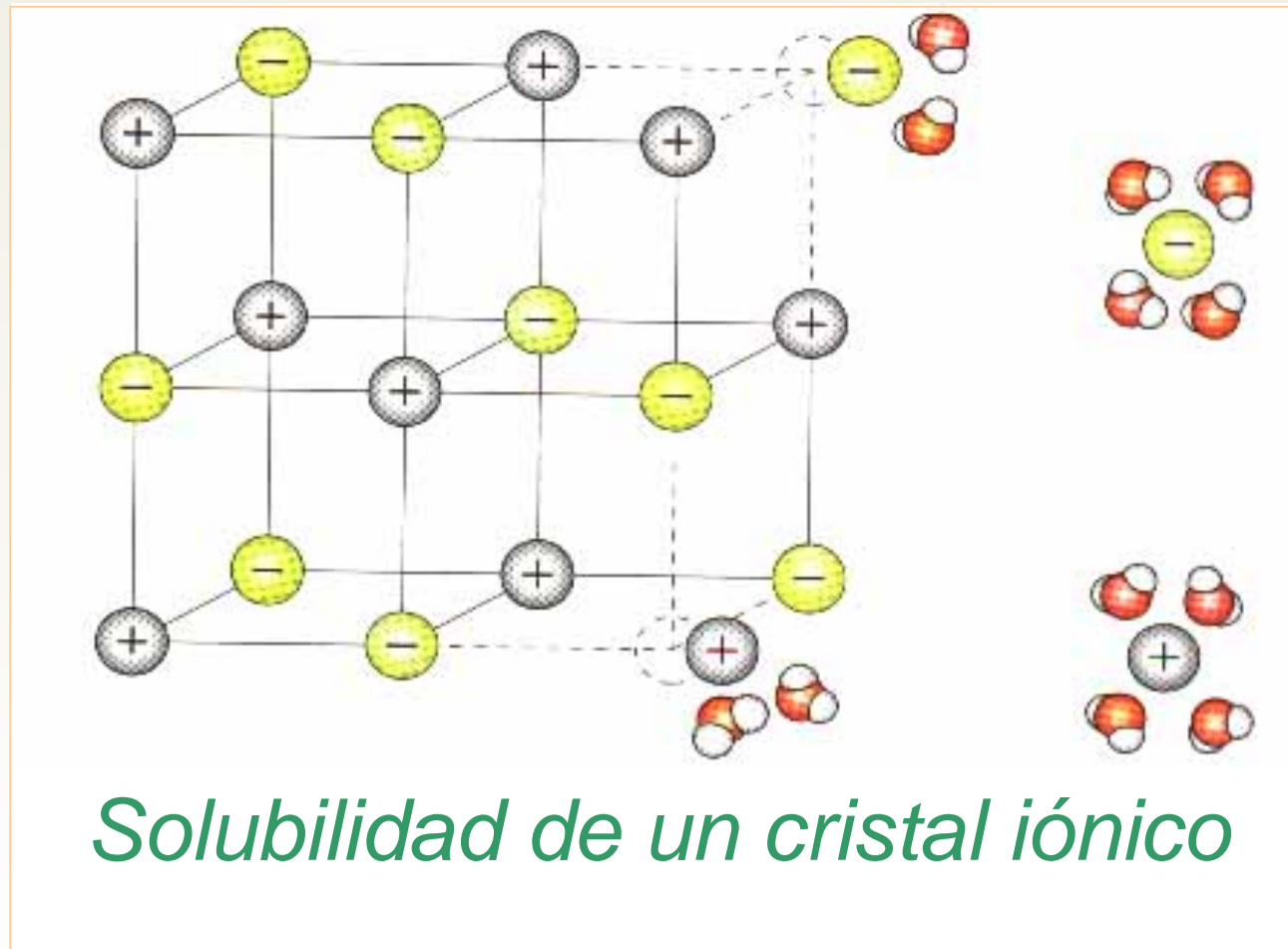
Propiedades de los compuestos iónicos

Solubilidad: Sólo son solubles en disolventes polares, como el agua, el alcohol, etc. Cada ión atrae al polo de carga opuesta de disolvente, liberándose una energía llamada energía de solvatación (hidratación en el caso del agua), que si es superior a la energía reticular, consigue romper los enlaces y el sólido se disuelve, quedando los iones separados unos de otros y rodeados de moléculas de disolvente. *Los sólidos más duros no se pueden disolver.*



Propiedades de los compuestos iónicos

Disolución de un cristal iónico en un disolvente polar



Enlace covalente

Este tipo de **enlace se forma por compartición de electrones, entre dos no metales**, dando lugar a la formación de **moléculas**.

Dos átomos unidos mediante enlace covalente tienen menos energía que los dos átomos aislados.

Al igual que en el **enlace iónico** la formación de un enlace covalente **va acompañada de un desprendimiento de energía**.

Se llama **energía de enlace** a la **energía necesaria para romper 1 mol de un determinado tipo de enlace**. Es siempre endotérmica (positiva).

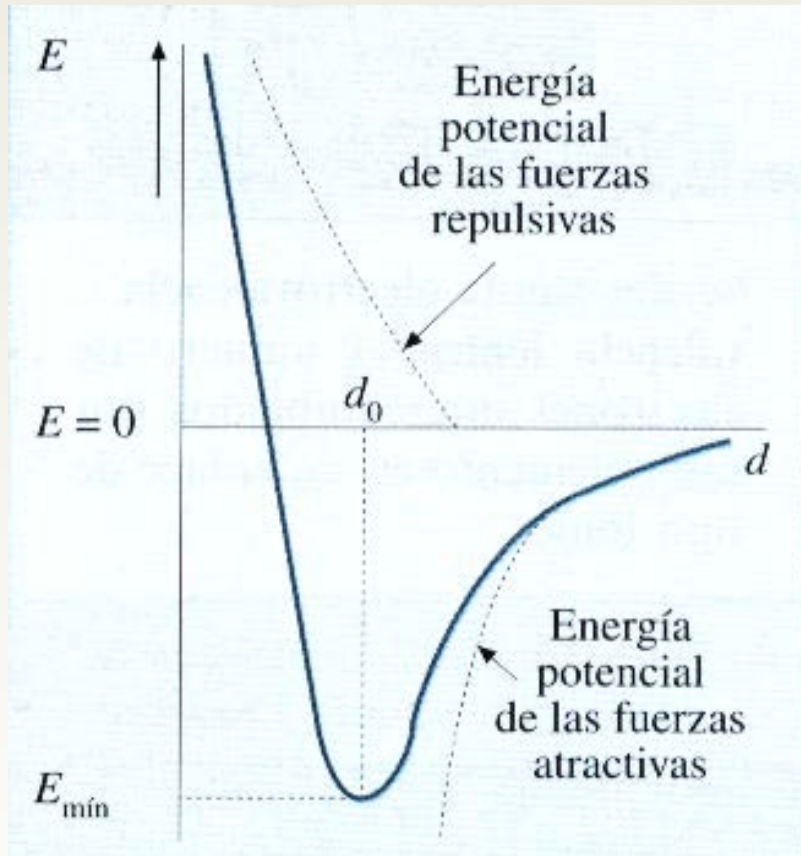
Ejemplo: para romper 1 mol de H_2 (g) en 2 moles de H (g) se precisan 436 kJ/mol $\Rightarrow E_{enlace}(H-H) = + 436$ kJ/mol

Enlace covalente

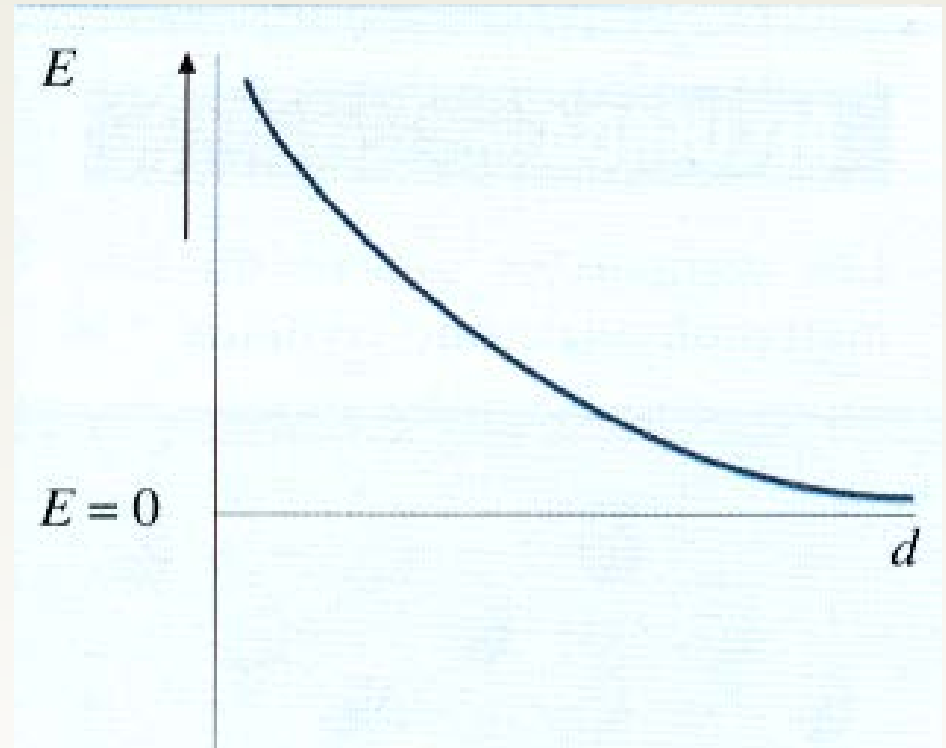
La **distancia** a la que se consigue **mayor estabilidad** se llama “**distancia de enlace**”.

Los **electrones compartidos** (uno o varios pares) se llaman de **enlace, enlazantes o par/pares enlazantes**, los cuales, una vez formado el enlace pertenecen a la vez a los dos átomos que se unen, mientras que **los electrones que no participan en el enlace se llaman no enlazantes o solitarios**.

Enlace covalente: formación del enlace



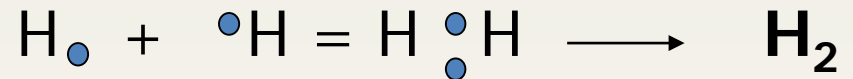
Dos átomos que al aproximarse forman enlace: disminuye la energía.



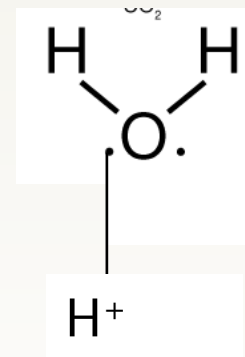
Dos átomos que al aproximarse no forman enlace: aumenta la energía.

Enlace covalente: Tipos de enlace

Covalente normal: cada átomo aporta un electrón al enlace. Ej: H_2 .



Covalente coordinado o dativo: los dos electrones de enlace son aportados por un solo átomo. Ej: H_3O^+ .



Teoría de Lewis

Esta teoría se basa en la **regla del octete electrónico**: “*Una molécula es estable cuando los átomos que la forman tienen ocho electrones en la capa de valencia (configuración de gas noble)*”, excepto el hidrógeno que es estable con 2 electrones.

Cada pareja de e^- compartidos forma un enlace.

Se pueden formar enlaces sencillos, dobles y triples con el mismo átomo. Se comparten dos, cuatro o seis e^-

En los diagramas de Lewis, los electrones del último nivel se representan con puntos, cruces, aspas, etc., o con rayas en el caso de los pares electrónicos, distribuidos alrededor del símbolo del átomo.

COVALENCIA

Es el **número de enlaces covalentes que puede formar un átomo.**

Viene determinado por el número de **electrones desapareados** que tiene o puede tener. *Aunque los electrones estén apareados, si existen orbitales vacíos en el mismo nivel energético pueden desaparearse y participar en el enlace.*

Ejemplos de covalencias son:

H 1; O 2. N 3(en el amoníaco)

PARAMETROS MOLECULARES

Longitud de enlace es la *distancia internuclear en la que el compuesto es más estable (mínima energía)*, es decir, la distancia entre los núcleos de dos átomos unidos por enlace covalente.

Energía de enlace es la *energía desprendida en la formación de un enlace covalente*. Se suele referir a un mol de enlaces y expresar en kJ/mol. Para romper el enlace formado y separar los átomos a una distancia infinita, es preciso aportar una energía igual o superior a la energía de enlace. Esta energía mínima se llama **energía de disociación**.

Lógicamente existe una relación entre la longitud de enlace y la fortaleza del mismo: a menor longitud de enlace, mayor fortaleza.

Orden de enlace es el número de enlaces covalentes que se forman entre dos átomos. Inicialmente Lewis consideró que siempre sería un número entero y menor que 4. Más adelante se vio que el orden de enlace puede ser también un número fraccionario.

Ángulo de enlace es el ángulo formado por las líneas imaginarias que unen los núcleos de los átomos.

Teoría del enlace de valencia (E.V.)

Se basa en la suposición de que los enlaces covalentes se producen por solapamiento de los orbitales atómicos de distintos átomos y emparejamiento de los e^- de orbitales semiocupados.

Así, dos átomos de H ($1s^1$) tienen cada uno 1 e^- desapareado en un orbital “s” y formarían un orbital molecular en donde alojarían los 2 e^- .

Se llama “**covalencia**” al nº de e^- desapareados y por tanto al nº de enlaces que un átomo forma.

Formación del enlace

Al acercarse los átomos para formar el enlace, se produce un solapamiento, una superposición, una interpenetración de los orbitales de las nubes electrónicas, originándose el apareamiento de los electrones, que quedarán con espines contrarios. Los electrones, al formarse la molécula, continúan ocupando los orbitales atómicos de los átomos individuales.



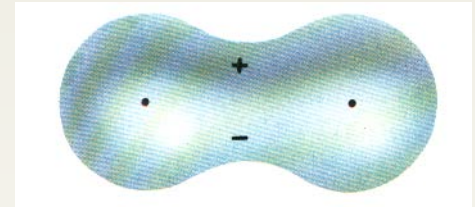
Ahora bien, **para que se pueda formar el enlace**, el solapamiento de los orbitales tiene que ser grande, efectivo, y para ello se requiere que:

Los orbitales tengan energías semejantes.

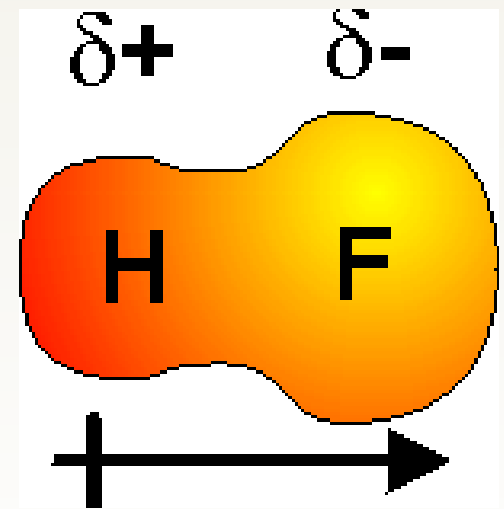
La dirección del solapamiento sea la adecuada.

Polaridad de los enlaces y moléculas.

Cuando los **átomos** que se unen mediante **enlace covalente** son **iguales** o de la **misma electronegatividad**, los electrones de enlace están igualmente atraídos por los dos núcleos y se encuentran aproximadamente a la mitad de distancia internuclear y el enlace se dice que es apolar. Ejemplos: $\text{H}-\text{H}$, $\text{O}=\text{O}$, $\text{F}-\text{F}$.



Pero si los **átomos son distintos**, el **más electronegativo atrae más fuertemente a los electrones de enlace**, los cuales se desplazan hacia él, originándose una cierta densidad de carga negativa en dicho extremo, mientras que en el otro extremo hay una cierta deficiencia electrónica, por lo que aparece la misma densidad de carga pero positiva, originándose un dipolo eléctrico y el enlace se dice que es polar o dipolar. Ejemplos: $\text{H}-\text{O}$, $\text{H}-\text{F}$, $\text{C}-\text{Cl}$.



Las moléculas que tienen enlaces covalentes polares tienen átomos cargados positivamente y otros negativamente.

Fuerzas intermoleculares intermoleculares

En los compuestos covalentes además de los enlaces entre átomos, también hay **enlaces entre moléculas**, ya que de no ser así todas estas sustancias se encontrarían en estado gaseoso a cualquier temperatura. Estas fuerzas intermoleculares se deben a las interacciones entre los dipolos de las moléculas, y entre ellas están:

Enlaces de hidrógeno.

Enlaces o fuerzas de Van der Waals.

Enlace o puente de Hidrógeno

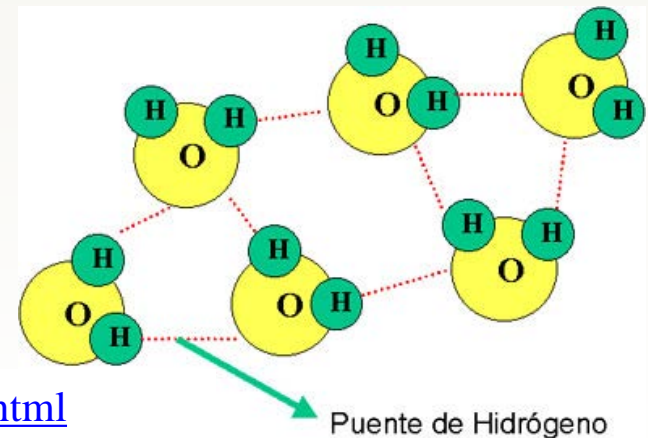
Se forma cuando el **H se une a los átomos más electronegativos: F, Cl, O y N.** El hidrógeno actúa de puente entre dos átomos muy electronegativos, los sujeta a los dos, pero no puede formar a la vez dos enlaces covalentes, pues solo tiene 1 electrón.

Es relativamente fuerte y precisa de:

Gran diferencia de electronegatividad entre átomos.

El pequeño tamaño del H que se incrusta en la nube de e^- del otro átomo.

Es el responsable de P.F y P.E. anormalmente altos.

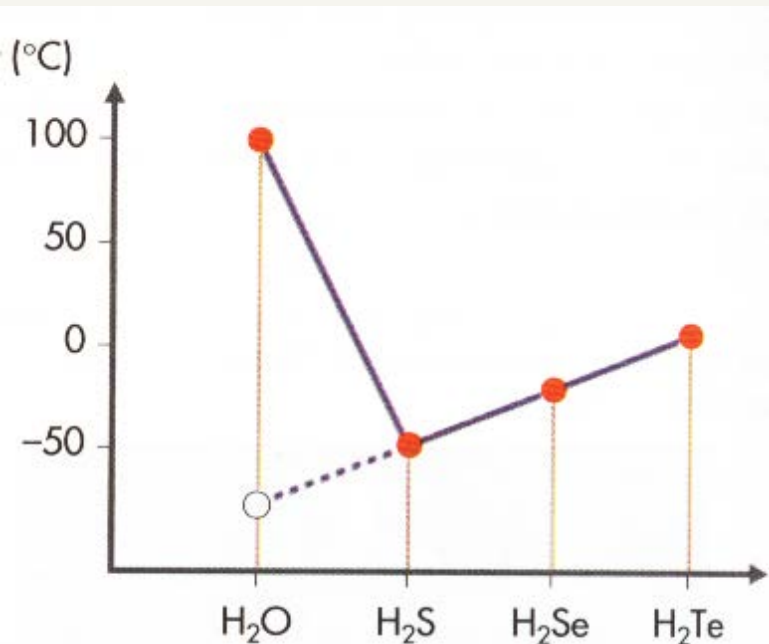


<http://www2.uah.es/biomodel/biomodel-misc/anim/agua/agua.html>

Enlace o puente de Hidrógeno

Debido a la fortaleza de este tipo de enlace se pueden explicar el comportamiento anómalo de los puntos de fusión y ebullición de los hidruros: H_2O , NH_3 y HF , demasiados altos respecto a los demás hidruros de sus grupos. También se forman enlaces de H en los alcoholes, fenoles, etc.

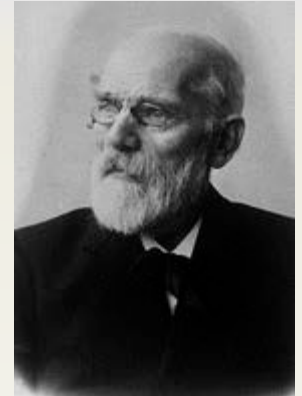
Si observamos los puntos de fusión y ebullición de los hidruros del grupo VIA, comprobamos para el agua valores muy superiores a los esperados.



Por extrapolación al agua le debería corresponder un punto de ebullición de -80°C , lo cual indica que las fuerzas intermoleculares en su caso son mucho más intensas que en el resto de los hidruros del grupo.

Fuerzas de Van der Waals

También son de naturaleza dipolar aunque más débiles que el enlace de Hidrógeno.



Pueden ser de dos tipos:

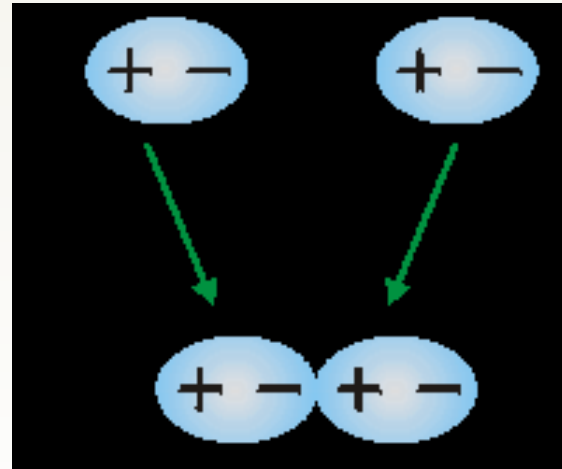
Entre dipolos permanentes (moléculas polares). Son débiles.

Entre dipolos instantáneos (moléculas apolares). Son muy débiles.

Fuerzas de Van der Waals

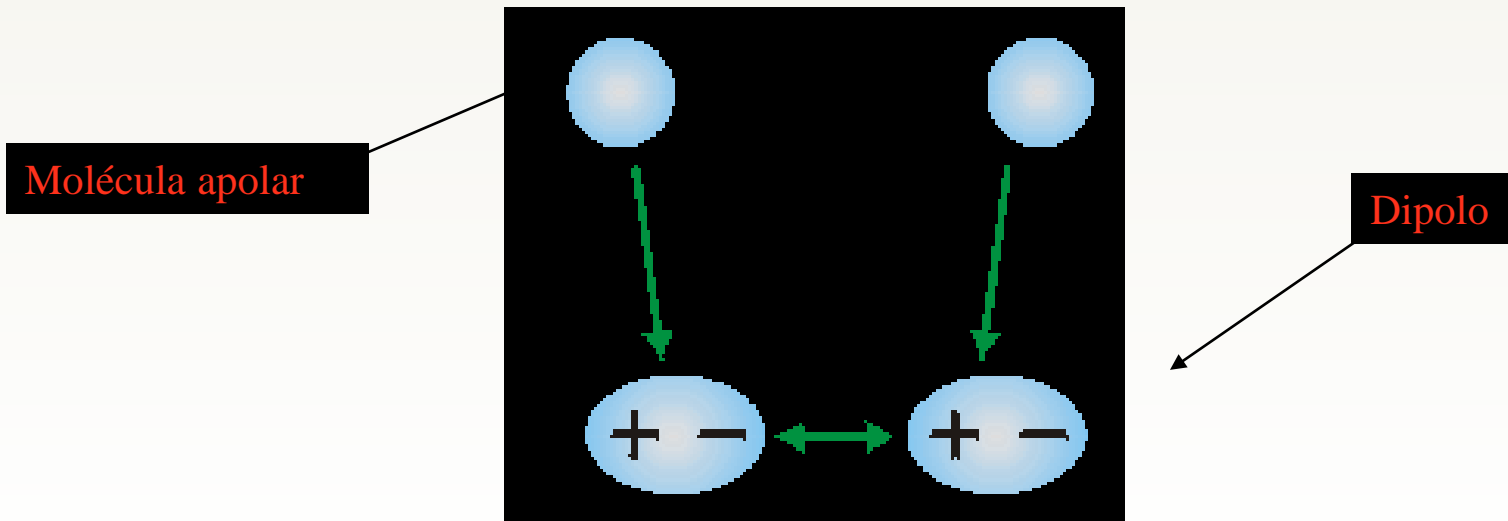
FUERZAS DIPOLO PERMANENTE – DIPOLO PERMANENTE

Cuando **dos moléculas polares** (dipolo) se aproximan, se produce una **atracción entre el polo positivo de una de ellas y el negativo de la otra**. Esta fuerza de atracción entre dos dipolos es tanto **más intensa cuanto mayor es la polarización de dichas moléculas polares**. Estas fuerzas de atracción, llamadas **dipolo-dipolo**, se observan en las moléculas covalentes polares, como el sulfuro de hidrógeno H_2S , el metanol CH_3OH , Estas sustancias de elevada polaridad se disuelven en solventes polares tales como el agua.



Fuerzas de Van der Waals

FUERZAS DE LONDON En las moléculas no polares puede producirse transitoriamente un desplazamiento relativo de los electrones originando un polo positivo y otro negativo (dipolo transitorio) que determinan una atracción entre dichas moléculas. (El polo positivo de una molécula atrae al polo negativo de la otra, y viceversa). Estas fuerzas de atracción son muy débiles y se denominan fuerzas de London. Se producen en las moléculas apolares, como O_2 , N_2 , Cl_2 ,



Propiedades de los compuestos covalentes

Sustancias covalentes moleculares:

Los **puntos de fusión y ebullición son bajos**, por lo que a temperatura ambiente **suelen ser gases** (Cl_2), aunque **también las hay líquidas** (H_2O , Br_2) **y sólidas** (I_2), dependiendo de la intensidad de las fuerzas de Van de Waals.

Las **sustancias más polares son solubles en disolventes polares** (agua, alcohol) y no se disuelven en disolventes apolares (éter, benceno, CCl_4), mientras que las **sustancias apolares solo se disuelven en disolventes apolares**. *“Semejante disuelve a semejante”*

Ejemplo: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$

No conducen la corriente eléctrica, ya que no tienen electrones ni iones con libertad de movimiento,

Ejemplos: He , H_2 , CH_4 , Cl_2 , H_2O , CO_2 , HCl , NH_3 , SO_3 , etc.

Sustancias covalentes atómicas:

Los **átomos se enlazan** entre sí mediante **enlaces covalentes muy fuertes**, dando lugar a **redes macromoleculares o moléculas gigantes**, formadas por un número muy elevado de átomos iguales o distintos, debido a lo cuál:

Los puntos de fusión y ebullición son muy altos, por lo que a temperatura ambiente son sólidos muy duros.

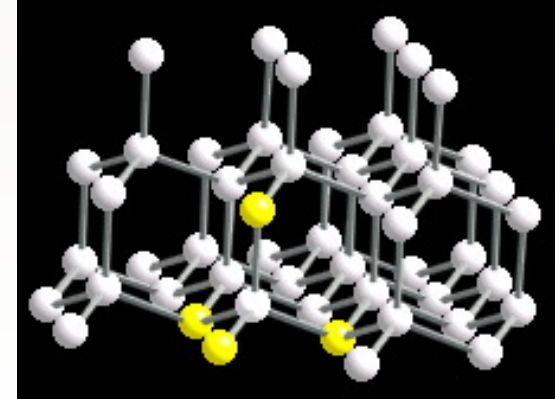
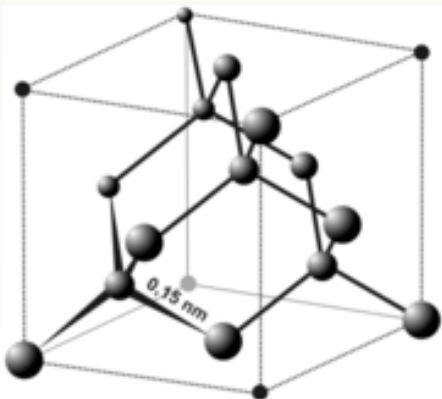
Son insolubles en cualquier disolvente.

No conducen la corriente eléctrica: excepto el grafito y el grafeno. Se puede exfoliar.

En general, están formados a partir de C o de Si y de algunos elementos de la diagonal del S.P.

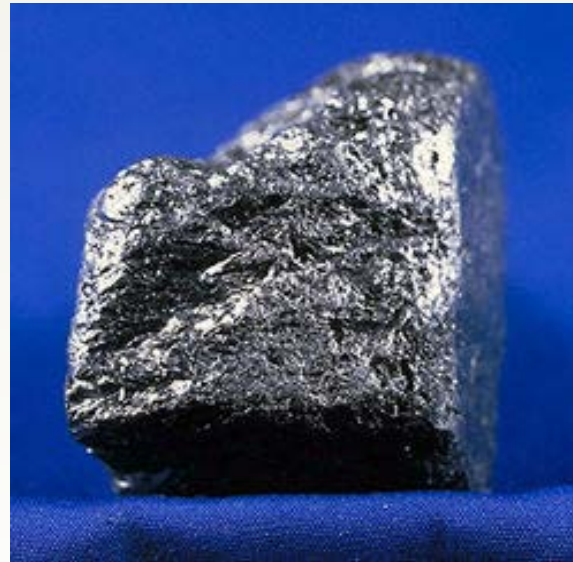
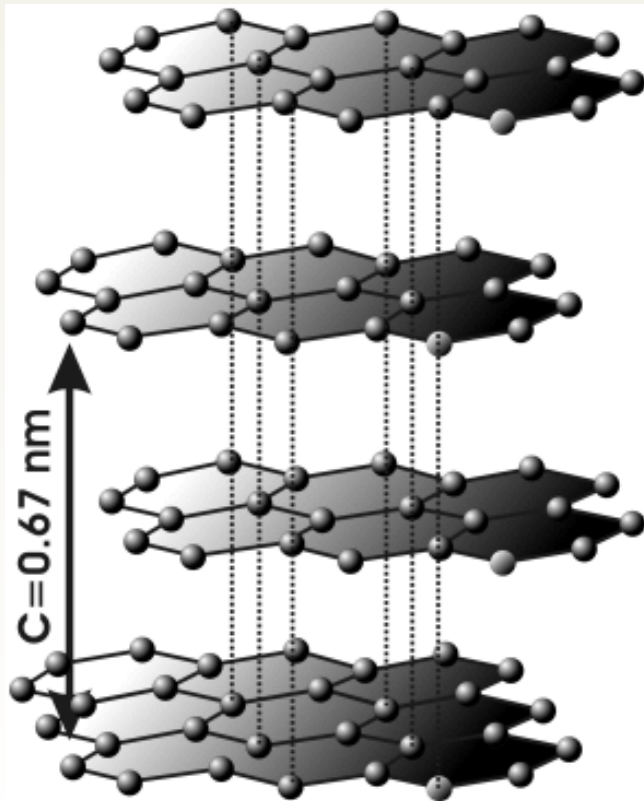
- Ejemplos:

El *diamante* está formado por átomos de C, que adoptan hibridación sp^3 , unidos tetraédricamente en las tres direcciones del espacio mediante enlaces covalentes.



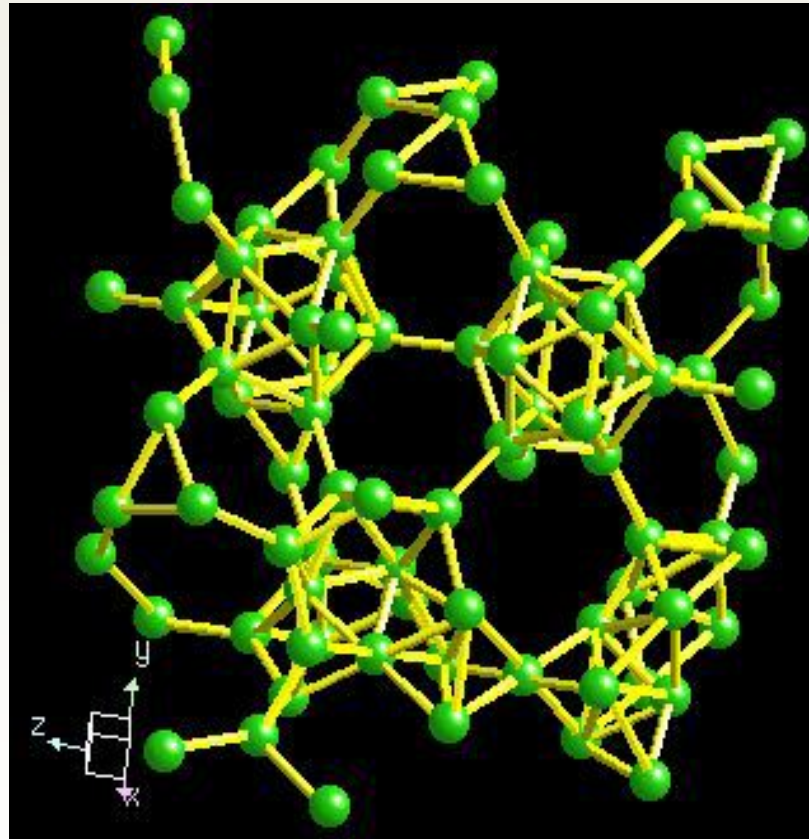
Sustancias covalentes atómicas

El *grafito* está formado por átomos de C, formando hexágonos unidos en dos direcciones a modo de láminas, en las cuales los átomos de C están unidos por enlaces covalentes, mientras que las láminas están unidas entre sí por fuerzas de Van der Waals

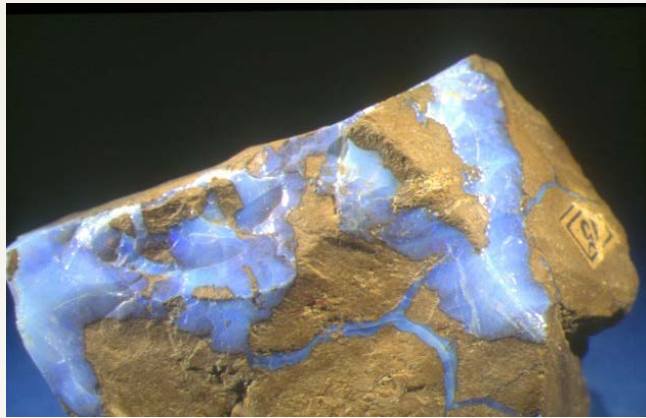


Sustancias covalentes atómicas

El SiO_2 (*sílice*), que forma minerales como el cuarzo, ópalo, etc., tiene una estructura tetraédrica con el Si, como átomo central, siendo todos los enlaces covalentes.



VARIEDADES DEL SiO_2



Ópalo

¿Porque los cuarzos son de diferentes colores?



Cuarzo



Ágata

Propiedades de los compuestos covalentes

Sólidos covalentes:

Los enlaces se dan a lo largo de todo el cristal.

Gran dureza y P.F alto.

Son sólidos.

Insolubles en todo tipo de disolvente.

Malos conductores.

El grafito que forma estructura por capas le hace más blando y conductor.

Sust. moleculares:

Están formados por moléculas aisladas.

P.F. y P. E. bajos (gases).

Son blandos.

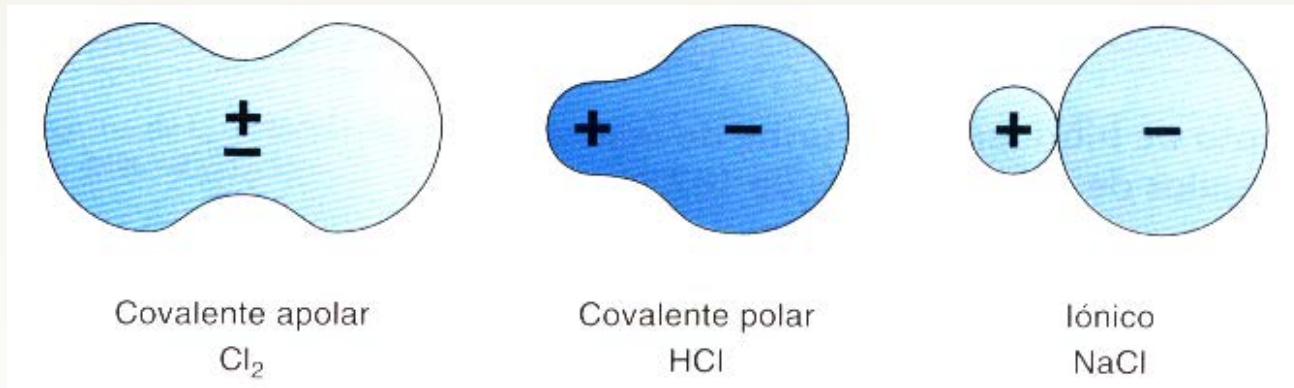
Solubles en disolventes moleculares.

Malos conductores.

Las sustancias polares son solubles en disolventes polares y tienen mayores puntos de fusión y ebullición.

Transición entre el enlace iónico y el covalente

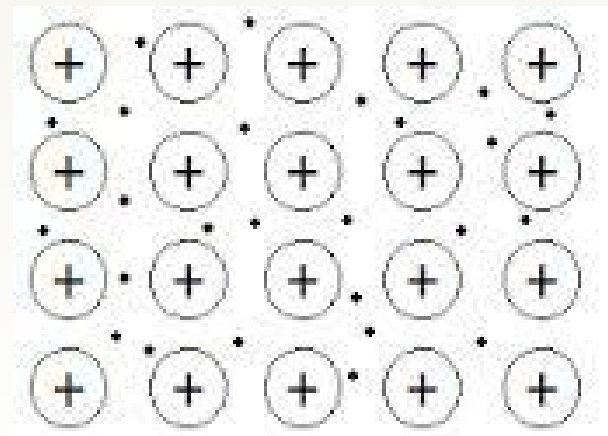
Se puede considerar que **los enlaces covalentes polares son parcialmente iónicos**; este carácter iónico es mayor cuanto mayor sea la polaridad del enlace, y en consecuencia las propiedades se asemejan más; si esta diferencia es muy grande se considera que el enlace es iónico. De acuerdo con esto, **podemos considerar los enlaces covalentes puros (apolares) y los enlaces iónicos como casos extremos de un único enlace de tipo iónico-covalente.**



Enlace metálico. Propiedades de los metales.

Para explicar las propiedades características de los metales (su alta conductividad eléctrica y térmica, ductilidad y maleabilidad, ...) se ha elaborado un modelo de enlace metálico conocido como **modelo de la nube o del mar de electrones**:

Los **átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa**, por lo general 1, 2 ó 3. Éstos átomos **pierden fácilmente esos electrones** (electrones de valencia) y **se convierten en iones positivos**, por ejemplo Au^+ , Cu^{2+} , Mg^{2+} . Los **iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando la red metálica**. Los **electrones de valencia desprendidos de los átomos forman una nube de electrones que puede desplazarse a través de toda la red**. De este modo todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve.



http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/metálico.htm

Propiedades de los metales

Conductividad eléctrica elevada. La presencia de un gran número de **electrones móviles** explica por qué los metales tienen conductividades eléctricas varios cientos de veces mayores que los no metales. La plata es el mejor conductor eléctrico pero es demasiado caro para uso normal. El cobre, con una conductividad cercana a la de la plata, es el metal utilizado habitualmente para cables eléctricos.

Buenos conductores del calor. El calor se transporta a través de los metales por las **colisiones entre electrones**, que se producen con mucha frecuencia.

Ductilidad y maleabilidad. La mayoría de los metales son dúctiles (**capaces de ser estirados** para obtener cables) y maleables (capaces de ser trabajados con martillos en **láminas delgadas**). En un metal, los electrones actúan como un pegamento flexible que mantiene los núcleos atómicos juntos, los cuales pueden desplazarse unos sobre otros. Como consecuencia de ello, los cristales metálicos se pueden deformar sin romperse.

Insolubilidad en agua y en otros disolventes comunes. Ningún metal se **disuelve en agua**; los electrones no pueden pasar a la disolución y los cationes no pueden disolverse por ellos mismos.

TIPOS DE ESTRUCTURAS

Son comunes tres estructuras de redes cristalinas en los metales:

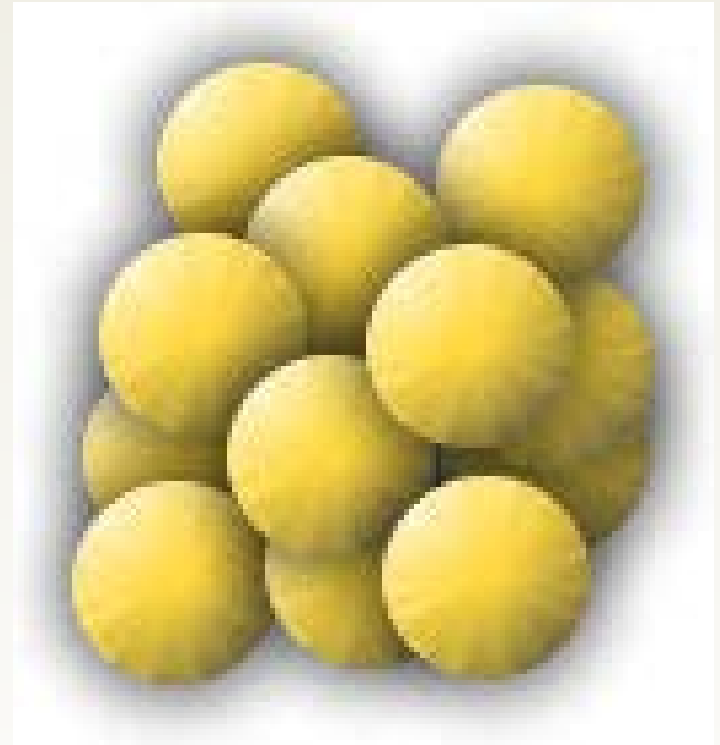
Estructura cúbica centrada en el cuerpo

Formada por un **átomo del metal en cada uno de los vértices de un cubo y un átomo en el centro**. Los metales que cristalizan en esta estructura son: hierro alfa, titanio, tungsteno, molibdeno, niobio, vanadio, cromo, circonio, talio, sodio y potasio. **Cada átomo de la estructura, está rodeado por ocho átomos adyacentes** y los átomos de los vértices están en contacto según las diagonales del cubo



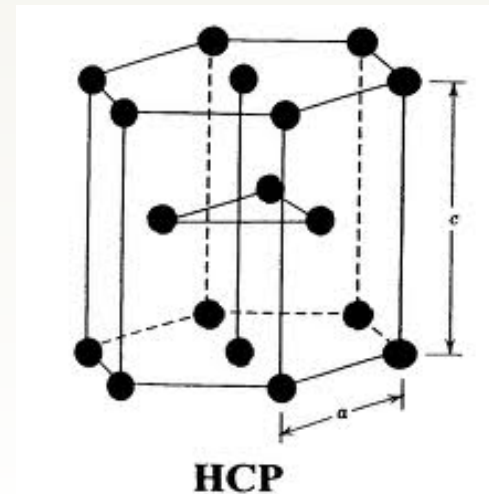
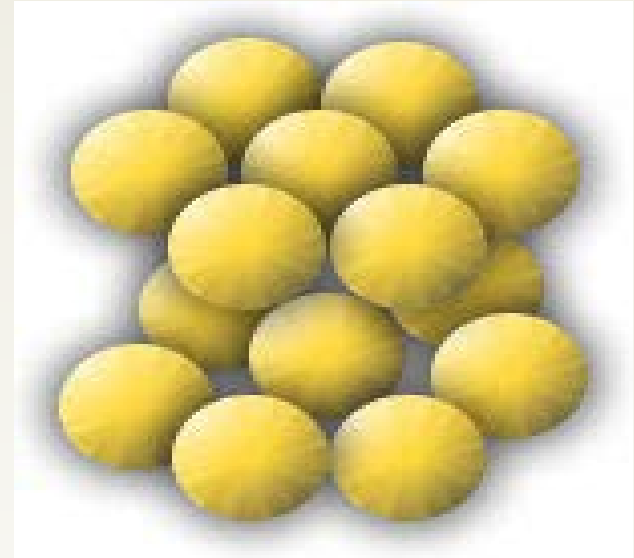
Estructura cúbica centrada en las caras

Está constituida por un **átomo en cada vértice y un átomo en cada cara del cubo**. Los metales que cristalizan en esta estructura son: hierro gama, cobre, plata, platino, oro, plomo y níquel. Cada átomo está rodeado por doce átomos adyacentes y los átomos de las caras están en contacto.



Estructura hexagonal compacta

Esta estructura está determinada por un átomo en cada uno de los vértices de un prisma hexagonal, un átomo en las bases del prisma y tres átomos dentro de la celda unitaria. Cada átomo está rodeado por doce átomos y estos están en contacto según los lados de los hexágonos bases del prisma hexagonal. Los metales que cristalizan en esta forma de estructura son: titanio, magnesio, cinc, berilio, cobalto, circonio y cadmio.



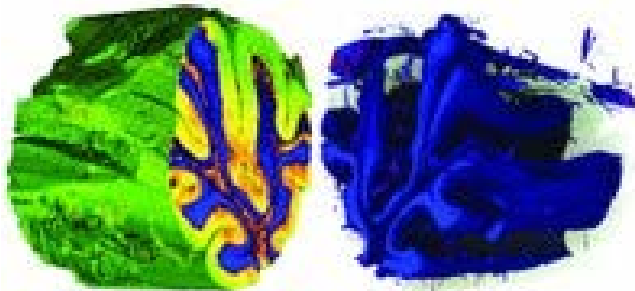
¿Por qué se conocen estas estructuras?

TECNICA MULTIDISCIPLINAR CON POTENCIALES PROPIEDADES TECNOLÓGICAS

Campos de Aplicación: Ingeniería, Bioquímica, Física, Química, Prehistoria, Metalurgia, Ciencia de Materiales, Geología, etc..

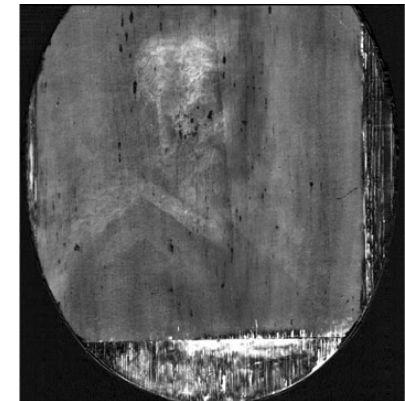
New X-ray insight into the human brain

Three-dimensional images of the human cerebellum in unprecedented detail can be obtained using a new X-ray imaging technique. Using X-ray grating interferometry, they could even visualise individual cells without the use of a contrast agent.



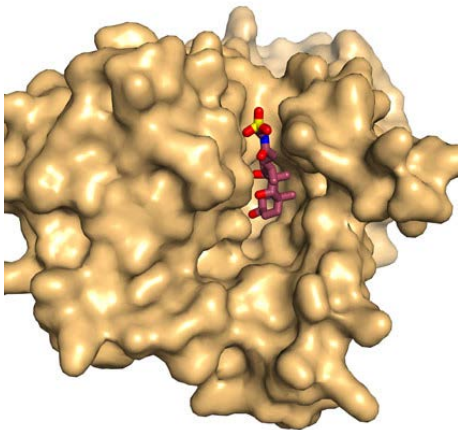
X-rays reveal an unfinished self-portrait by Rembrandt van Rijn

Studies at the ESRF have helped to reveal a hidden painting, thought to be a self-portrait by Rembrandt, below an unknown painting entitled Old Man with a Beard.



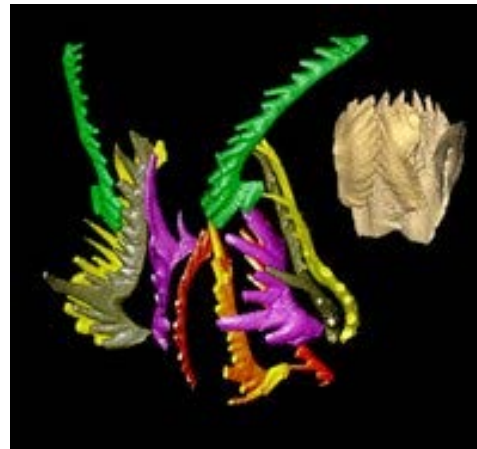
X-rays help advance the battle against heart disease

Diamond Light Source have revealed the structure of a cholesterol-lowering drug target. Published in the journal Nature, this finding could lead to much more effective drugs to tackle high cholesterol levels, a condition that increases the risk of heart disease.



Synchrotron gives new bite to the first vertebrates

Based on new conodont fossils that were scanned on beamline ID19, a research team working at the ESRF has just published a 3D animated model that shows how these extinct marine creatures fed. Their toothed tongue was moved back and forth by a pulley-like mechanism, which was probably shared by the first vertebrates.



Simple lithium good for many surprises

At first glance, lithium should be a simple atomic system. It is the lightest solid element and with just three electrons, it should exhibit simple, crystalline structures. However, an international team of scientists has shown that under high pressure, and also undergoes a series of phase changes into surprisingly complex structures. The results of these experiments performed at the ILL and the APS are published this week in Nature Physics.

Noticias y curiosidades científicas

- **Bola de hierro frente a pluma. ¿Quién cae antes?**

<https://www.youtube.com/watch?v=qERHCjh6Ak4>

- **Piel humana a gran escala y de bajo coste**

http://www.eldiariomontanes.es/sociedad/ciencia/201701/24/piel-humana-gran-escala-20170123220110.html?ns_campaign=rss&ns_mchannel=boton&ns_fee=0&ns_source=fb&ns_linkname=sociedad

- **Ola congelándose en el lago Baikal, Rusia**

<https://www.youtube.com/watch?v=60fsgwHNohQ>

- **Gafas de realidad aumentada que nos harán ver como Iron Man**

<http://one.elpais.com/gafas-realidad-aumentada-nos-haran-ver-iron-man/>

- **Un móvil para ‘ver’ y otros avances para personas con discapacidad**

http://elpais.com/elpais/2017/01/09/talento_digital/1483991743_419688.html?id_externo_rsoc=FB_CC

- **Las tendencias tecnológicas que vendrán en 2018**

<https://blogthinkbig.com/98569-2>