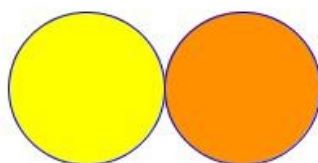




EL ENLACE QUÍMICO

Casi todos los átomos tienen tendencia a formar enlaces. En la naturaleza encontramos solo a los gases nobles como átomos libres, sin estar unidos a otros, todos los demás elementos están enlazados entre sí o con otros. Algo similar a lo que hacemos la mayoría de las personas que nos encontramos mejor en compañía que solos. En esta unidad intentaremos explicar el por qué de este comportamiento y analizaremos los distintos enlaces que se dan entre los elementos de la tabla periódica para terminar con los enlaces entre moléculas.



OBJETIVOS

1. Comprender por qué se dan los enlaces químicos.
2. Conocer los distintos tipos de enlace entre átomos: iónico, covalente y metálico.
3. Deducir la estequiometría de los compuestos que se forman al unirse los átomos.
4. Relacionar las propiedades de una sustancia con el tipo de enlace que posee.
5. Saber por qué se dan los enlaces intermoleculares.

EL ENLACE

Hablaremos de enlace cuando encontremos a varios elementos unidos de alguna manera. Conocemos elementos que aparecen en la naturaleza de dos en dos como el nitrógeno (N_2) o formando moléculas con otros elementos, por ejemplo el agua. También encontramos casos en los que se forman redes cristalinas como el cinc o el hidróxido de calcio.

En estos casos hay diferencias en el estado físico en condiciones estándar (1 atm de presión y $25^\circ C$), unos son sólidos, otros líquidos y otros gaseosos.



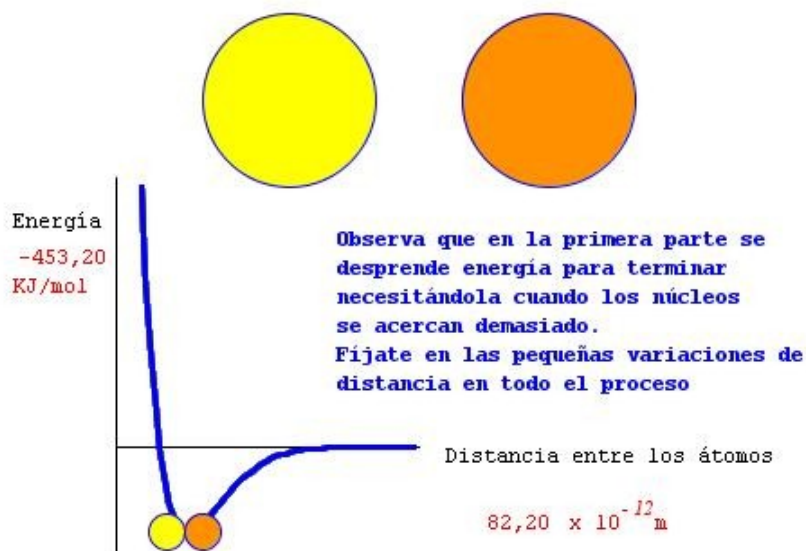
Para poder explicar estas diferencias vamos a diferenciar entre enlaces entre átomos (para formar moléculas o cristales) y enlaces entre moléculas (intermoleculares).

Los estudiaremos en este mismo orden aunque comenzamos con los aspectos energéticos, que nos explican por qué se unen los átomos.

LA ENERGÍA EN LOS ENLACES

Decimos que se ha formado un enlace cuando dos o más átomos se encuentren atraídos por una serie de fuerzas electrostáticas que los estabilizan formando una molécula o una red cristalina. Lo que se explica teniendo en cuenta que los núcleos con carga positiva atraen los electrones con carga negativa de los átomos cercanos.

Esto sucede cuando esta unión hace que los átomos se encuentren más cómodos que estando solos, en términos científicos con una menor energía. Las fuerzas de atracción hacen que los átomos se vayan acercando pero las repulsiones entre los núcleos impedirán que el acercamiento sea excesivo llegando a una situación de equilibrio. En la escena tomamos la energía de ambos átomos aislados como cero y la suma de ambos radios como distancia nula para estudiar el acercamiento.



LA REGLA DEL OCTETO

La estabilidad de los enlaces la podemos explicar de forma sencilla con la regla del octeto. Los átomos, al enlazarse, tienden a conseguir un estado más estable. Éste coincide con la configuración electrónica de capa de valencia completa, la de los gases nobles. Lo cual explica que ese grupo no de enlaces con facilidad. En cada átomo encontraremos cierta tendencia a ganar o ceder electrones formando iones o, incluso, a compartirlos para lograr esa configuración.

En la siguiente escena podrás deducir la valencia iónica esperada para un átomo. Podemos formar cationes o aniones pero el más probable será el que implique añadir o quitar un menor número de electrones, puesto que necesitará menor energía.



CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Clasificamos los enlaces en tres tipos atendiendo a las propiedades de las sustancias formadas. Podemos predecir el tipo de enlace que se dará entre dos átomos fijándonos en el carácter metálico o no de los elementos que lo forman. Consideramos como metales (color verde) los que tienen tendencia a perder electrones de la capa de valencia y no metales (color azul) los que tienden a ganarlos. En ambos casos por ser la forma de conseguir la estabilidad de una capa completa. Nos quedarían los semimetales (color rojo) con ambos comportamientos posibles. Finalmente encontramos a los gases nobles (color amarillo) no presentan tendencia a ganar ni a perder electrones.

Ten en cuenta que:

Los elementos de transición tienen dos electrones en su capa más externa.

Los átomos pequeños tienen los electrones muy cerca del núcleo de forma que están muy atraídos por lo que encontramos comportamientos de no metales en elementos que no esperábamos.

Diagrama de la tabla periódica coloreada para clasificar los elementos:

- Metales (Verde):** Ocupan la mayor parte de la tabla, incluyendo los metales alcalinos, alcalinotérreos, metales de transición, metales de transición interna y metales pobres.
- No metales (Azul):** Se encuentran en el extremo superior derecho, incluyendo el hidrógeno, los halógenos y los gases nobles.
- Semimetales (Rojo):** Se encuentran entre los metales y los no metales, incluyendo el boro, el silicio, el germanio, el arsénico, el telurio y el antimonio.
- Gases nobles (Amarillo):** Se encuentran en el extremo derecho de la tabla, incluyendo el helio, el neón, el argón, el kriptón, el xenón y el radón.

DISTINTAS POSIBILIDADES DE ENLACE

En la tabla presentamos todas las combinaciones posibles para obtener los tres tipos de enlace químico entre átomos: iónico, covalente y metálico.

Tipo de elemento	Metálico	No metálico
Metálico	Enlace metálico	Enlace covalente
No metálico	Enlace covalente	Enlace iónico

En la siguiente actividad podrás ampliar la información de por qué se da uno o otro enlace

Tipos de enlace

créditos config

Átomo 1: Metal

Presenta tendencia a perder electrones

Enlace iónico

Uno pierde electrones y el otro los gana

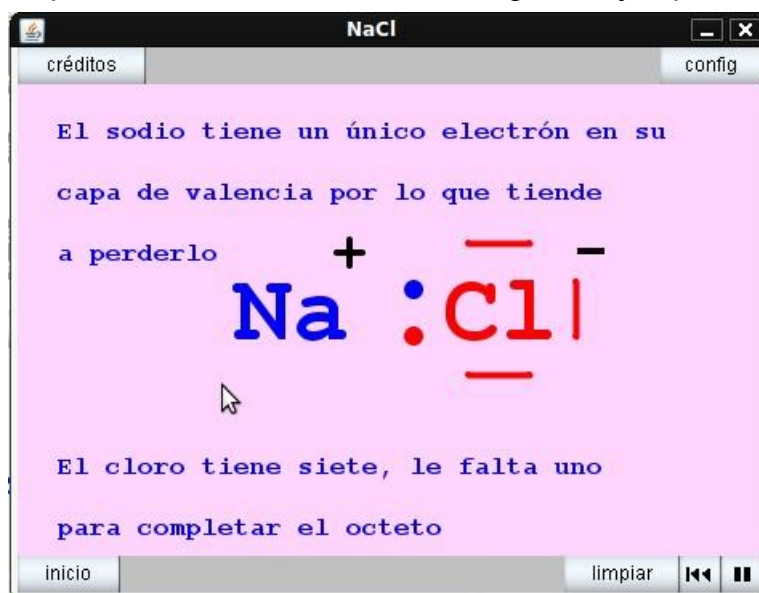
Átomo 2: No metal

Presenta tendencia a ganar electrones

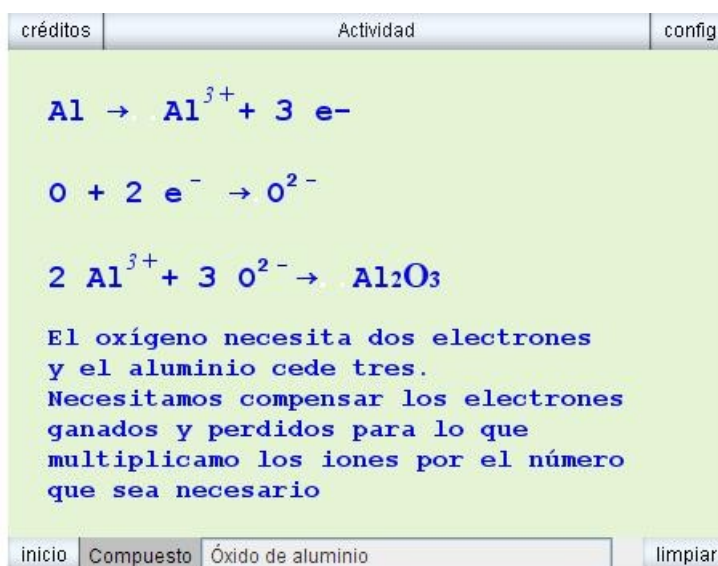
inicio Átomo 1 Metal ▼ Átomo 2 No metal ▼

EL ENLACE IÓNICO

Se da entre un átomo metálico y otro no metal, de forma que uno cede los electrones que el otro gana. Una vez creados los iones debe alcanzarse la neutralidad uniéndose distinto número de iones de cada elemento si es necesario. Esta condición nos dará la estequiometría del compuesto. A continuación tienes algunos ejemplos:



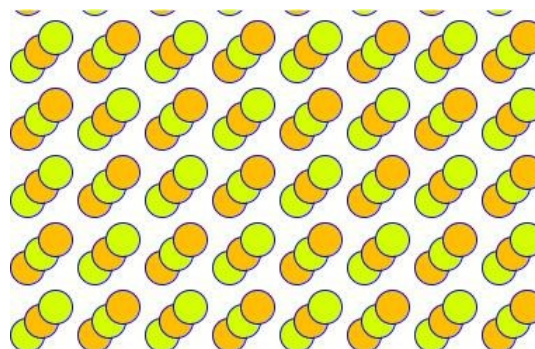
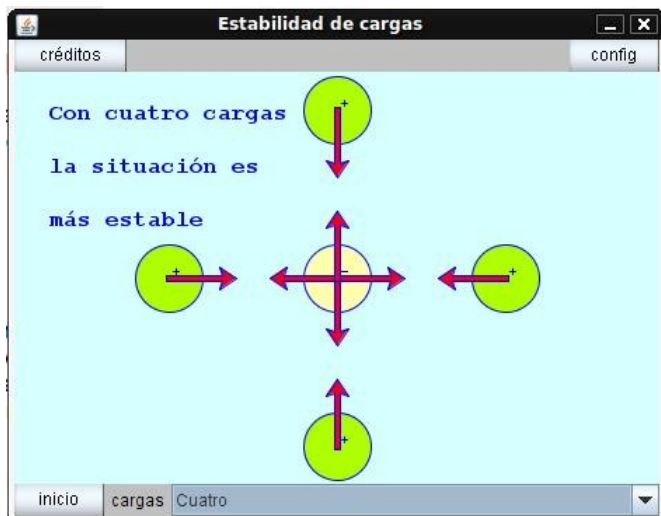
Ahora prueba tú con los compuestos propuestos en el siguiente applet, el primero te servirá de ejemplo para los siguientes.



REDES IÓNICAS

En la naturaleza no encontramos moléculas iónicas, esto se debe a que es más estable un ión cuando se rodea por varias cargas que junto a una sola. En el siguiente ejemplo vemos las fuerzas de atracción entre cargas de signo contrario aumentando el número que rodea a una de ellas.

Así, resulta mucho más rentable crear un red tridimensional, ya que la energía de estabilización es mucho mayor. En la siguiente animación puedes ver como aumentan las cargas de signo contrario que rodean cada carga al añadir capas. Por lo tanto encontraremos a las sustancias iónicas en la naturaleza formando cristales.



PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS IÓNICAS

Las propiedades de los compuestos iónicos se explican porque la atracción entre las cargas de distinto signo son bastante fuertes, por ello encontramos:

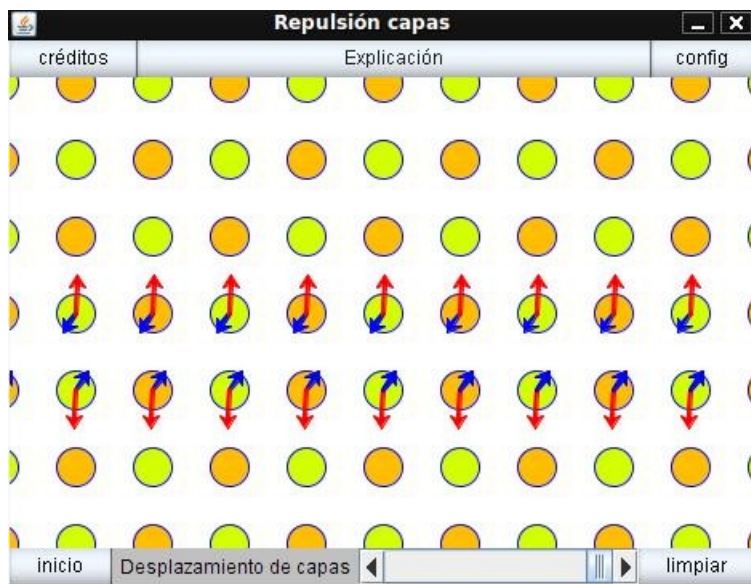
Altos puntos de fusión y ebullición. Son sólidos a temperatura ambiente.

Solubles en disolventes polares, al estar formados por iones.

No conducen la electricidad en estado sólido, ya que sus cargas están fijas en la red cristalina, pero si lo hacen en disolución o fundidos debido a que en estos casos los iones si se pueden mover.

Son duros, al ser fuertes las atracciones entre iones, y frágiles, debido a las repulsiones que aparecen al desplazarse una capa sobre otra.

Esta última propiedad la puedes visualizar mejor en la animación:

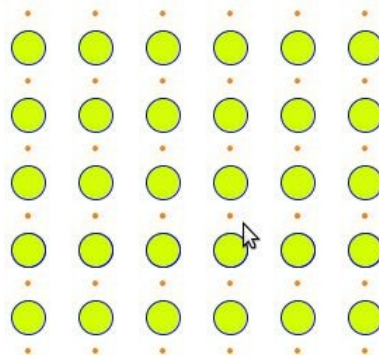


EL ENLACE METÁLICO

Este es el enlace que encontramos entre metales, es más complicado de explicar por lo que nos conformaremos con una teoría sencilla, el mar de electrones.

Dicha teoría nos dice que los átomos forman una red cristalina pero aportan electrones que pueden moverse por esta red. Realmente no hay cationes porque cuando un electrón abandona un átomo otro llega del átomo contiguo.

Estos electrones móviles explican las propiedades de las sustancias metálicas y, al no haber iones, no aparecen repulsiones.



PROPIEDADES DE LOS METALES

Las sustancias metálicas presentan las siguientes propiedades:

Tienen altos puntos de fusión y ebullición siendo sólidos a temperatura ambiente, a excepción del mercurio.

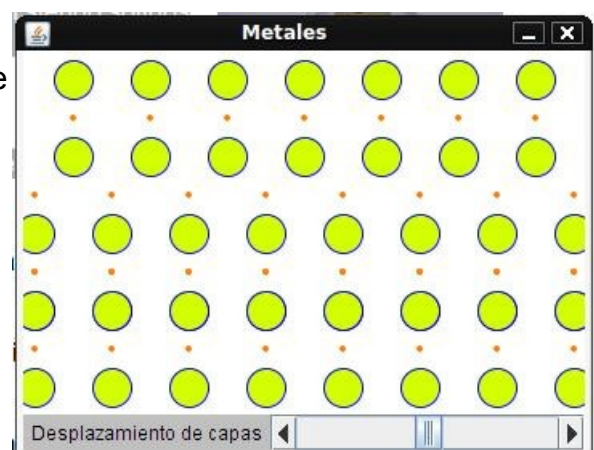
Presentan un brillo metálico.

No se disuelven con facilidad, tienen que ser atacados por ácidos.

Conducen muy bien la electricidad y el calor, gracias a los electrones libres.

Son dúctiles y maleables. A diferencia de los compuestos iónicos el desplazamiento de una capa sobre otra no provoca repulsiones, aunque será necesaria una cierta fuerza para desplazar las capas.

Puedes comparar el efecto de una deformación entre el cristal iónico, ya visto, y el metálico que te proponemos ahora en el applet:



EL ENLACE COVALENTE

Se da entre átomos no metálicos que comparten electrones, cada uno de ellos aportará uno formando un par de electrones compartido. Aparecen dos posibilidades, la formación de moléculas y la de cristales. Comenzaremos por las moléculas que son más sencillas de entender y dejaremos para el siguiente apartado las redes cristalinas.

Al enlazarse dos átomos para formar una molécula, consideramos que los electrones compartidos son de ambos átomos, de forma que ambos puedan llegar a completar su la última capa. Recuerda que cuando consigan completar el octeto llegarán a una situación de mayor estabilidad.

Encontramos alguna excepciones a la regla del octeto ya comentada:

- El hidrógeno completa la primera capa con un único electrón más ($1s^2$).
- El berilio y el boro son bastante pequeños por lo que atraen mucho a los electrones que se encuentran muy cerca del núcleo y pueden dar enlaces covalentes. Tienen respectivamente 2 y 3 electrones en la última capa y no puede compartir más por lo que no completarán el octeto.

Con todo esto podemos deducir la estequiometría de la molécula de una forma similar a la del enlace iónico, asignamos una valencia covalente o covalencia al átomo, que será el número de electrones que le faltan para completar la capa, e intercambiamos dichas valencias.

Finalmente terminamos la representación completando los electrones de la capa de valencia en lo que denominamos estructura de Lewis y que ampliaremos en al siguiente página.

Intenta formar las moléculas en el siguiente ejercicio:

Moléculas covalentes

Vamos deducir la relación de átomos que forman las moléculas covalentes.

Lo haremos con las siguientes combinaciones:

H y Cl, Be y Cl, B y Cl, C e H, N e H, O e H

Puedes seguir los siguientes pasos:

Realiza la configuración electrónica de los átomos implicados.

Asigna una covalencia según los electrones que necesiten para completar su última capa, no olvides las excepciones.

Forma los enlaces necesarios para que todos los átomos sean estables, en algún caso serán necesarios varios átomos del mismo elemento.

Finalmente comprueba si lo has entendido comparando tus propuestas con las soluciones.

Elementos que se unenElige los átomos

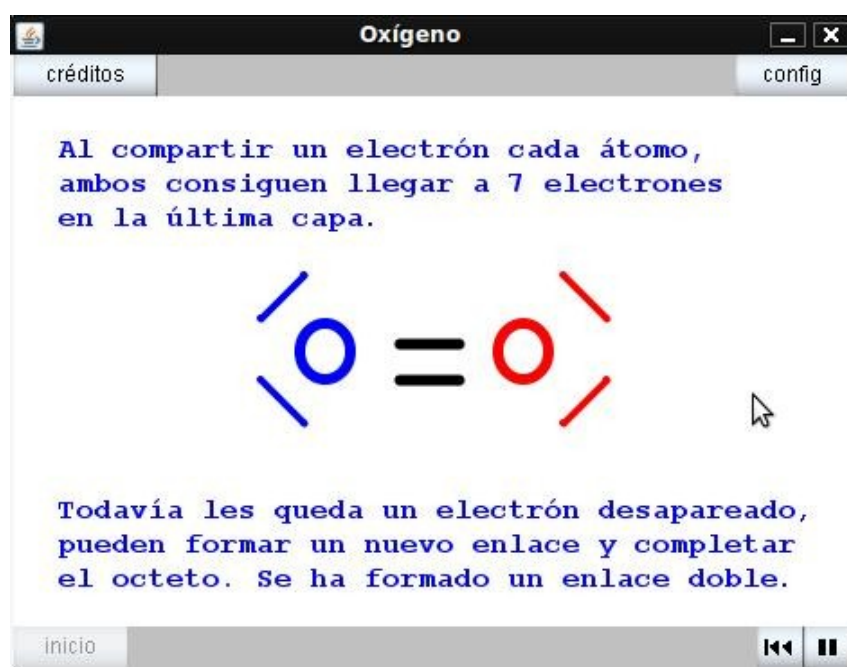
LA ESTRUCTURA DE LEWIS

Llamamos estructura de Lewis al esquema en el que aparecen todos los átomos de la molécula con sus electrones de la última capa y en la que vemos tanto los pares compartidos, enlaces covalentes, como los no compartidos o pares no enlazantes.

Los pasos a seguir son:

- Realizar la configuración electrónica para conocer cuántos electrones de valencia tienen los átomos.
- Saber los enlaces que quiere formar cada uno, los mismos que electrones le falten para completar el octeto.
- Dibujar esos pares enlazantes y añadir los pares no enlazantes a cada átomo para que aparezcan todos sus electrones de la última capa.

Podemos ir más allá y conocer la forma de la molécula a partir de esta estructura, lo haremos en la siguiente página. Antes veamos algunos casos representativos explicados a partir de sus electrones de valencia:

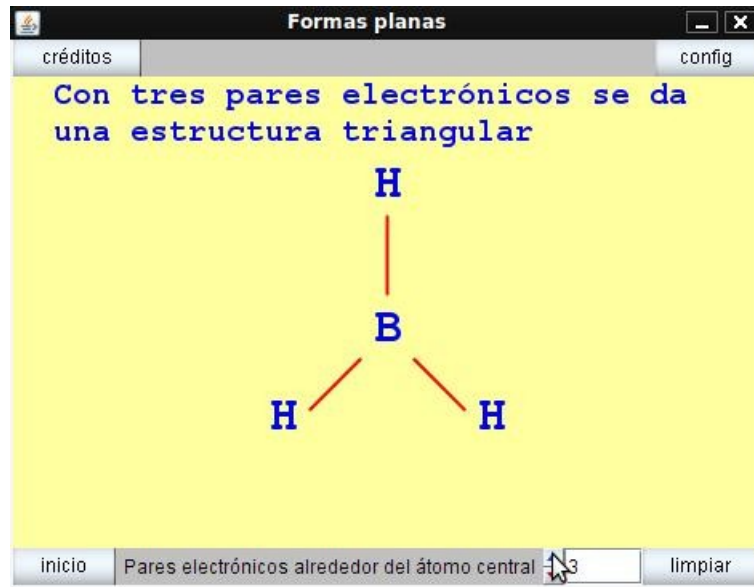


LA TRPECV

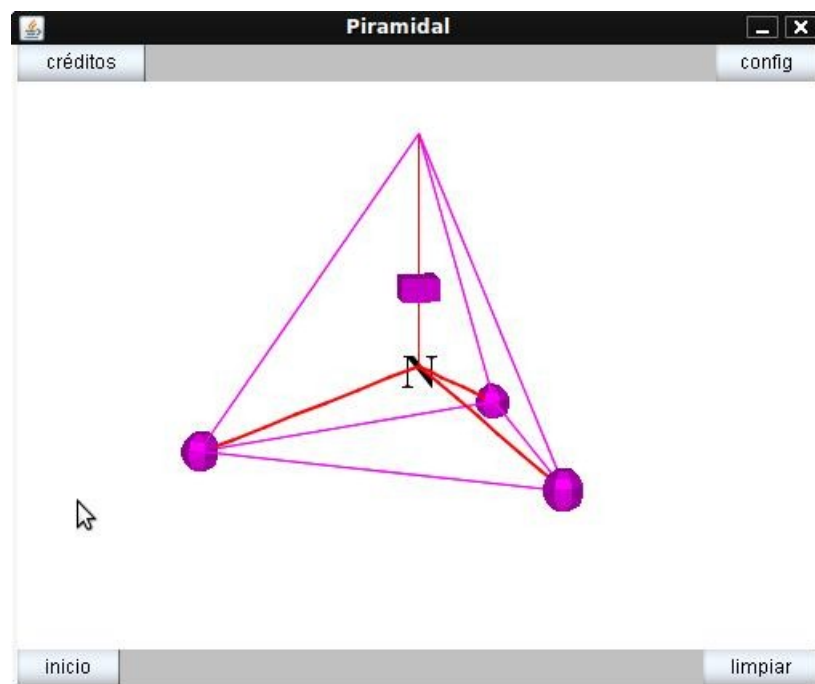
Esas moléculas covalentes adoptan una forma en el espacio que podemos explicar con la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia (TRPECV para los amigos). Se trata de una teoría simple, los pares de electrones alrededor de un átomo se repelen por lo que tienden a situarse lo más lejos posible unos de otros.

Una vez que tengamos la estructura de Lewis de la molécula solo tenemos que colocar lo más alejados que podamos los pares electrónicos enlazantes y no enlazantes.

Las moléculas planas las puedes ver en la siguiente escena:



Las moléculas tridimensionales las puedes visualizar en estos ejemplos en los que podrás girarlas para hacerte un idea mejor de la disposición espacial. En estos casos ya aparecen pares de electrones no compartidos que también provocan repulsiones incluso mayores que los enlazantes:



REDES COVALENTES

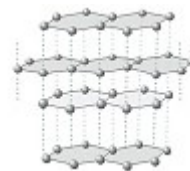
Como ya dijimos, el enlace covalente también puede formar cristales. No son muchos los casos pero si bastante importantes. Los más significativos son los mostramos a continuación

Con el carbono encontramos dos tipos de redes:

- Diamante, los carbonos forman 4 enlaces con otros carbonos.



- Grafito, se forman uniones fuertes en un plano y esos planos se unen más débilmente con otro plano por arriba y por debajo.



Con el silicio y el oxígeno se forma la sílice SiO_2 que se une con otras moléculas idénticas de forma que el silicio quede rodeado por 4 oxígenos dando una estructura tridimensional parecida a la del diamante.

Otros elementos como el fósforo o el azufre también forman redes covalentes.

Las imágenes son de Félix Vallés Calvo y se han obtenido del Banco de imágenes y sonidos del INTEF

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS COVALENTES

Debemos diferenciar entre las moléculas y los cristales.

Los compuestos covalentes moleculares tienen puntos de fusión y ebullición bajos debido a que las fuerzas entre las moléculas son débiles, siendo mayores cuando aumenta la polaridad.

No conducen la electricidad ya que no hay cargas ni electrones libres.



Se disuelven en sustancias con su misma polaridad, es decir, si es apolar en disolventes apolares y en polares cuando sea polar (ver polaridad en el siguiente apartado)

Los **cristales covalentes** tienen altos puntos de fusión y ebullición por estar los átomos unidos por enlaces covalentes bastante fuertes.

Son insolubles en casi todos los disolventes.

No conducen el calor ni la electricidad, a excepción del grafito que dispone de electrones que pueden moverse entre las capas planas.



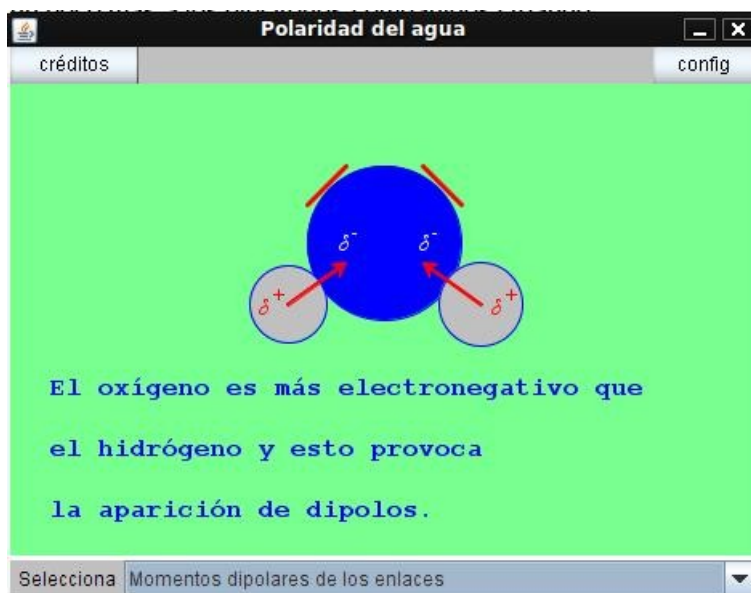
LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

En las moléculas covalentes, si se unen dos elementos diferentes, uno será más electronegativo que otro y atraerá un poco más a los electrones compartidos creando así momentos dipolares.

Esta polaridad, que aparece en los enlaces, nos lleva a que haya moléculas covalentes polares cuando no se anulen esos momentos dipolares.

Veamos un ejemplo de molécula polar (H_2O) y otra apolar (BF_3).

Planteamos todos los pasos desde la polaridad del enlace a la polaridad o apolaridad de la molécula.

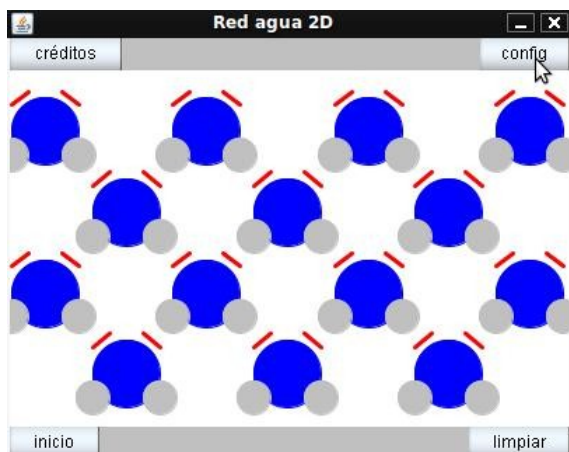


LAS FUERZAS INTERMOLECULARES

Podemos hablar de dos tipos de fuerzas intermoleculares:

Los **puentes de hidrógeno** son dipolos muy intensos que se dan cuando se une el hidrógenos con estos tres elementos muy electronegativos: nitrógeno, oxígeno y fluor. Son interacciones bastante fuertes por lo que confieren a las sustancias puntos de fusión y ebullición más altos de los esperados.

Puedes ver, en el caso del agua, como se unen las moléculas:



Las **fuerzas de Van der Waals** incluyen interacciones entre dipolos, que serán más fuertes cuanto mayores sean esos dipolos. Los dipolos de las moléculas se atraen entre sí, pero como son provocadas por una parte pequeña de carga no son muy intensas.

También explican la unión de moléculas apolares debidas a la aparición de dipolos instantáneos en una molécula, por una distribución de carga no homogénea, que inducirán otros dipolos en las moléculas adyacentes.



AUTOEVALUACIÓN

Una vez trabajados los contenidos de la unidad vamos a comprobar si los has comprendido bien con una serie de cuestiones relativas a :

¿Sabes por qué se forman los enlaces?

¿Conoces los tipos de enlace que se dan?

¿Puedes identificar algunas propiedades de cada tipo de enlace?

Pincha en el siguiente enlace para ver si lo has aprendido.

1. En el enlace covalente entre azufre y carbono (6 y 4 electrones en su última capa respectivamente) la molécula formada tendrá
 1. ? Dos de cada tipo
 2. ? Dos de carbono y uno de azufre
 3. ? Uno de carbono y dos de azufre
 4. ? Un átomo de cada uno
2. En el enlace iónico:
 1. ? Se forman redes cristalinas
 2. ? No se forman moléculas por que no son estables
 3. ? No se forman redes por las repulsiones
 4. ? Se forman moléculas porque son más estables que los átomos libres
3. Los enlaces intermoleculares
 1. ? No son importantes
 2. ? Uno de los más importantes es el puente de hidrógeno
 3. ? Se dan entre metal y no metal
 4. ? Son todos iguales
4. La forma de la molécula de agua es
 1. ? Piramidal
 2. ? Angular
 3. ? Tetraédrica
 4. ? Triangular
5. ¿Qué tipo de enlace se dará entre el oxígeno y el flúor ?
 1. ? Covalente
 2. ? Nupcial
 3. ? Metálico
 4. ? Iónico
6. Las molécula covalentes:
 1. ? Podemos deducir su geometría con la estructura de Lewis
 2. ? Tienen todas la misma geometría
 3. ? Son bonitas
 4. ? Son apolares
7. En el enlace metálico
 1. ? Todos son sólidos
 2. ? Son dúctiles y maleables
 3. ? La conductividad eléctrica es baja
 4. ? Hay repulsión entre cationes

8. Indica el tipo de enlace que se formará entre átomos de oro y de plata

1. ? Iónico
2. ? Covalente
3. ? Metálico
4. ? Intermolecular

9. La relación en la que se unen dando un cristal iónico el sodio con un electrón de valencia y el oxígeno que dispone de seis es:

1. ? No dan enlace iónico
2. ? Dos sodios por cada oxígeno
3. ? Un sodio con dos oxígenos
4. ? Un átomo de cada uno