

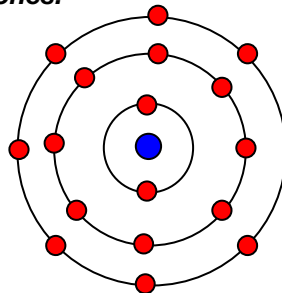
## Enlace Covalente

IES La Magdalena.  
Avilés. Asturias

Si los átomos que se enfrentan son ambos electronegativos (no metales), ninguno de los dos cederá electrones. Una manera de adquirir la configuración de gas noble en su última capa es permanecer juntos con el fin de **compartir electrones**.

Esquema clásico del enlace covalente.

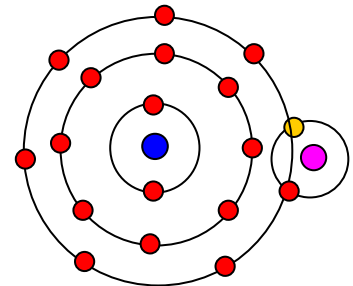
Los átomos permanecen juntos con el fin de compartir electrones.



Átomo de Cl



Átomo de H

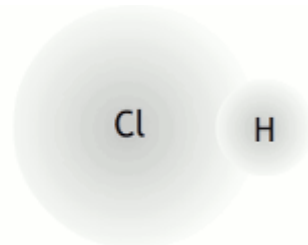
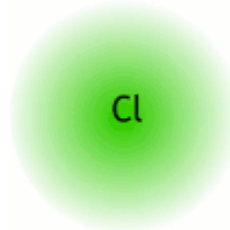


Molécula de HCl

Representación cuántica

Los átomos se acercan hasta que los orbitales **se solapan**.

Los electrones de ambos átomos se mueven ahora en una "zona común": comparten electrones.



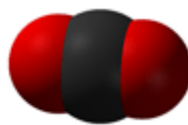
**El proceso fundamental en este tipo de enlace es la compartición de electrones.** Los átomos permanecen juntos con el fin de poder compartir los electrones, adquiriendo ambos de esta forma la configuración de gas noble en la capa más externa.

- **Es un enlace característico entre átomos de electronegatividad alta (no metales).**
- Cuando los átomos se unen mediante este tipo de enlace se forman unas nuevas entidades integradas por los átomos unidos: **las moléculas. Las moléculas son las unidades básicas de los compuestos covalentes.**

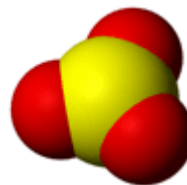
Las moléculas se representan de manera abreviada mediante las fórmulas químicas..



Molécula de H<sub>2</sub>O



Molécula de CO<sub>2</sub>



Molécula de SO<sub>3</sub>



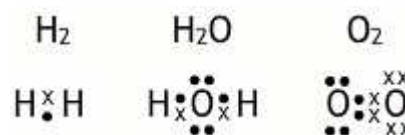
Molécula de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Los compuestos con enlace covalente tienen las propiedades siguientes:

- ✓ **Las unidades estructurales básicas son las moléculas.**
- ✓ **Suelen ser gases o líquidos.** Si son sólidos presentarán puntos de fusión relativamente bajos ya que entre las moléculas existen unas fuerzas de atracción bastante débiles.
- ✓ **Tienen puntos de fusión y ebullición bajos.**
- ✓ **Suelen ser poco solubles en agua.**
- ✓ **Son malos conductores de la corriente eléctrica,** incluso disueltos o fundidos (no hay cargas libres)

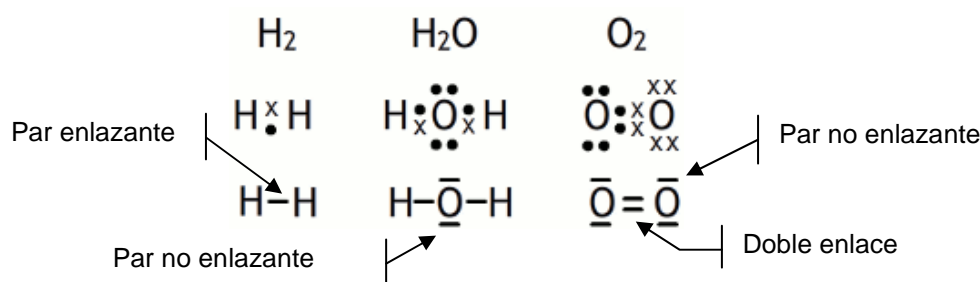
**Diagramas de Lewis**

Para representar las moléculas resultantes de la unión mediante enlace covalente se utilizan a menudo los **diagramas de Lewis** (derecha). En ellos se representan por puntos (o aspás) los electrones de la capa de valencia del átomo y los electrones compartidos se sitúan entre los átomos.

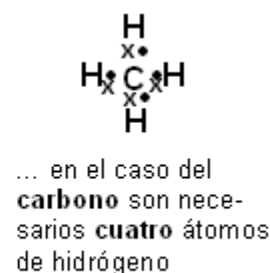
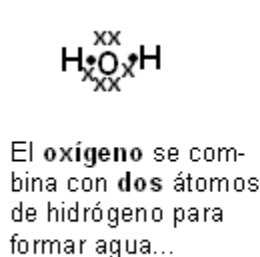


De esta manera es fácil visualizar los electrones compartidos y cómo ambos átomos quedan con **ocho electrones** (estructura de gas noble), lo que se conoce como **regla del octeto**

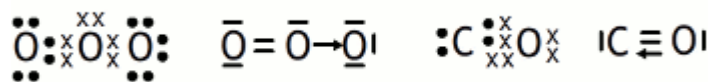
Para simplificar la escritura **los electrones de enlace se representan por una raya que une ambos átomos. Los pares no enlazantes se representan por rayas situadas en el símbolo del elemento:**



Como se puede observar, y dependiendo del número de electrones necesario para adquirir la deseada estabilidad, los átomos se van a combinar en una u otra proporción: Ejemplos:



Puede ocurrir que el par que se comparte no esté integrado por un electrón de cada uno de los átomos enlazados, sino que ambos electrones sean aportados por uno de los átomos. En este caso el enlace covalente formado recibe el nombre de **enlace covalente coordinado o dativo** y se representa por una flecha que apunta del átomo que aporta el par hacia el que lo recibe. Aunque teóricamente el enlace dativo se distinga del enlace covalente ordinario, una vez formado, ambos son indistinguibles.



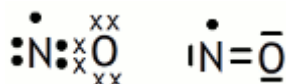
Podemos describir la molécula de ozono ( $O_3$ ), de forma aproximada, con un enlace dativo entre dos de los oxígenos.

En el triple enlace carbono - oxígeno del monóxido de carbono, uno de los enlaces es dativo.

Si la suma del número de electrones de valencia de los átomos **es impar**, no es posible construir una estructura de capa cerrada (con ocho electrones para cada átomo). En este caso uno de los átomos quedará con menos electrones (estructura de capa abierta).

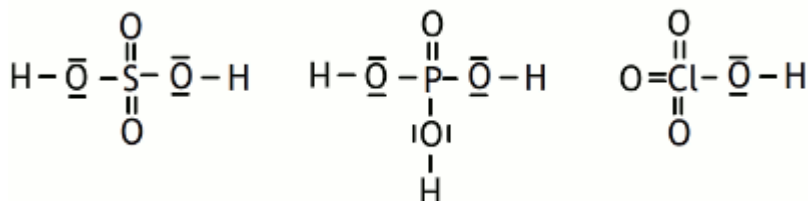
Ejemplo.

El NO (monóxido de nitrógeno u óxido nítrico) tiene en total  $5 + 6 = 11$  electrones. La mejor estructura que se puede proponer es una estructura de capa abierta para el nitrógeno:



**Los átomos de los elementos del tercer periodo en adelante no obedecen la regla del octeto en muchos de sus compuestos** y se rodean de más de ocho electrones.

La razón es que estos elementos poseen orbitales **3d** vacíos, cuya energía no es demasiado alta y que pueden ser ocupados para compartir pares electrónicos:



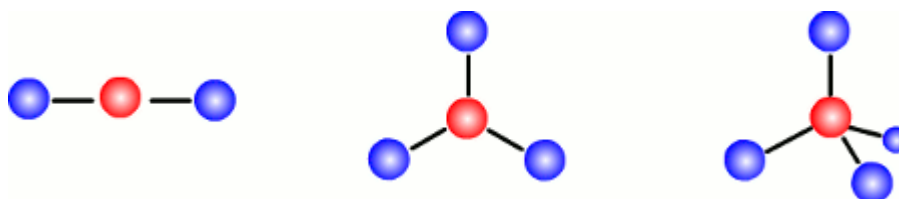
### Método RPECV. Geometría de las moléculas

Si se consideran las repulsiones entre los pares electrónicos de la capa de valencia (**RPECV**) se puede establecer la geometría de las moléculas con cierta facilidad.

**El concepto básico en el que se apoya el método es que los pares electrónicos enlazantes y no enlazantes situados sobre el átomo central tenderán a colocarse en la posición que haga mínimas las repulsiones entre ellos (ver figura más abajo).**

**Los enlaces múltiples se tratan, a efectos repulsivos, como si fueran un enlace sencillo.**

**La existencia de pares no enlazantes sobre los átomos altera la geometría molecular, ya que su efecto repulsivo es mayor que el de los enlazantes**



Estructuras que hacen mínimas las repulsiones entre pares de enlace

Izquierda: Dos pares. **Estructura lineal. ( $180^\circ$ )**

Centro: Tres pares. **Estructura triangular plana ( $120^\circ$ )**

Derecha: Cuatro pares. **Estructura tetraédrica ( $109,5^\circ$ )**

Otros: Cinco pares: Bipirámide trigonal ( $120^\circ / 90^\circ$ )

Seis pares: Octaédrica ( $90^\circ$ )

Por tanto para establecer la geometría de una molécula seguir los siguientes pasos:

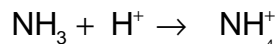
- 1. Obtener la estructura de Lewis para la molécula correspondiente.**
- 2. Considerar el número de átomos + pares no enlazantes situados sobre el átomo central (si existen enlaces múltiples, cuentan como un único par).**
- 3. Considerar, inicialmente, la estructura que minimiza las repulsiones entre pares.**
- 4. Considerar las posibles deformaciones que pueda originar en la estructura inicial las repulsiones debidas a pares no enlazantes, más fuertes que las de los pares enlazantes. La intensidad de repulsión entre pares decrece según:**
  - **No enlazante - no enlazante (mayor repulsión)**
  - **No enlazante - enlazante**
  - **Enlazante - enlazante (menor repulsión)**

**Ejemplo 1** (Oviedo. 2012-2013)

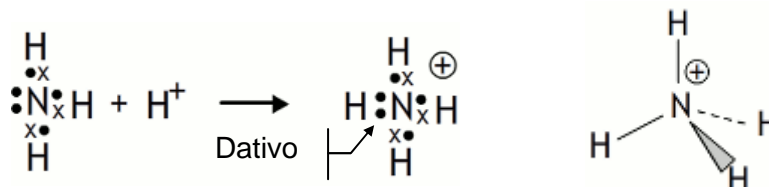
Para el catión  $\text{NH}_4^+$ , deduzca la estructura de Lewis, nombre y dibuje la estructura molecular e indique los ángulos de enlace aproximados

**Solución:**

Podemos simbolizar la formación del catión de la forma siguiente:



Por tanto la estructura de Lewis se puede deducir añadiendo un protón al amoniaco:



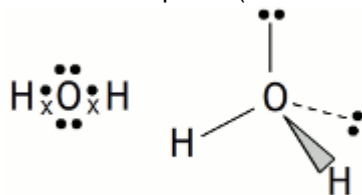
El nitrógeno tiene, por tanto, cuatro pares enlazantes. Se ha de esperar una **estructura tetraédrica con unos ángulos de enlace de  $109^\circ$  aproximadamente ( $109,5^\circ$ )**.

**Ejemplo 2** (Oviedo. 2011-2012)

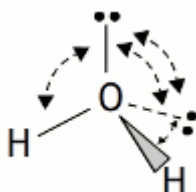
Para la molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  a) dibuje la estructura de Lewis, b) deduzca y dibuje su geometría electrónica y molecular e indique los ángulos de enlace aproximados

**Solución:**

Según el diagrama de Lewis para el agua deberíamos esperar una geometría tetraédrica ya que sobre el oxígeno hay un total de cuatro pares (dos enlazantes y dos no enlazantes)



Si ahora consideramos la intensidad de la repulsión entre pares concluiremos que la repulsión entre dos pares no enlazantes es mucho mayor que entre un par no enlazante-par enlazante y entre estos mayor que entre dos pares enlazantes. Como consecuencia de ello la estructura tetraédrica se deformará haciendo que el ángulo entre los hidrógenos enlazados sea menor que el correspondiente a la geometría tetraédrica. Luego la geometría que se debe esperar para la molécula de agua es una estructura angular (los pares electrónicos son invisibles) con un ángulo inferior a  $109,5^\circ$



**NOTA**

El ángulo, medido experimentalmente, para la molécula de agua es de  $104,5^\circ$

**Ejemplo 3** (Oviedo. 2012-2013)

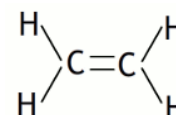
Para la molécula  $\text{C}_2\text{H}_4$  deduzca la estructura de Lewis, nombre y dibuje su geometría molecular e indique los ángulos de enlace aproximados

**Solución:**

Diagrama de Lewis:

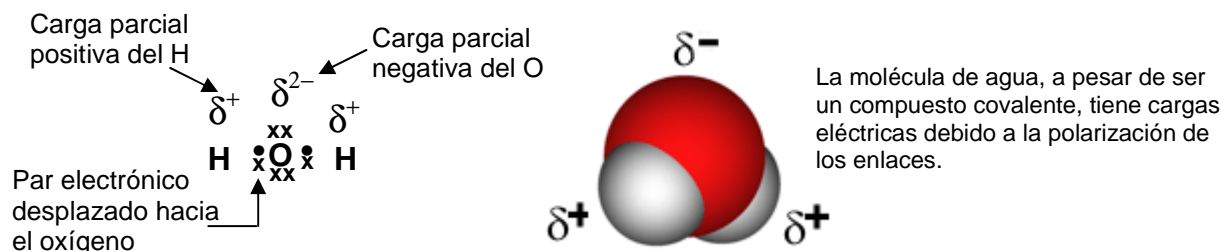


Sobre cada carbono hay tres pares enlazantes (el enlace doble cuenta como un solo par) que se repelerán con la misma intensidad. Presentarán, por tanto una estructura triangular plana con ángulos de  $120^\circ$



**Polaridad de los enlaces covalentes**

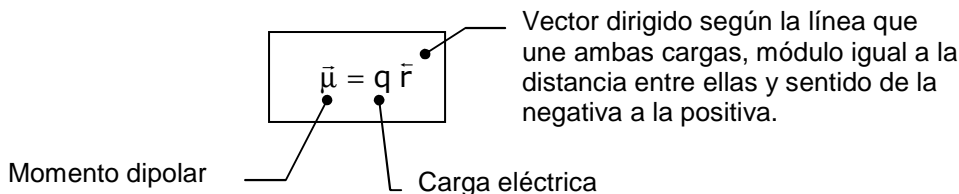
Teóricamente en un enlace covalente los pares de electrones deberían compartirse por igual (digamos a un 50%). Sin embargo esto solo es cierto cuando los elementos que se enlazan son exactamente iguales o de electronegatividad muy parecida. En caso contrario, el elemento más electronegativo “tira” más del par de enlace “quedándose con más electrones”. De esta manera éste átomo “capta electrones” adquiriendo cierta carga negativa (aunque no llega a ser de una unidad lo que se correspondería con un enlace iónico), y el menos electronegativo queda con cierta carga positiva. En los extremos del enlace aparecen cargas eléctricas de signo opuesto. Es lo que se llama un **dipolo**. **Se dice que el enlace está polarizado.**



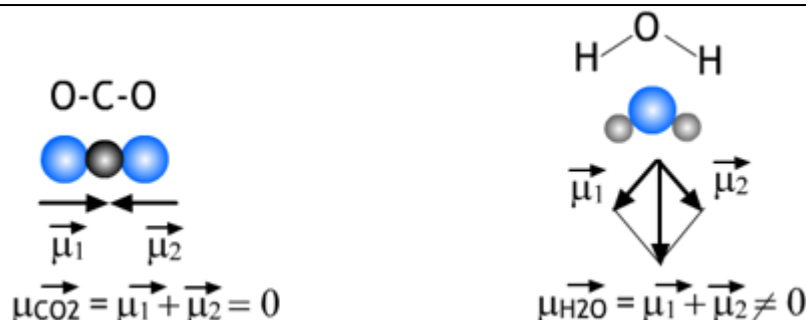
El enlace covalente “puro” existe, por tanto, solo cuando los elementos enlazados son idénticos (moléculas homonucleares). Ejemplos:  $O_2$ ,  $H_2$ ,  $N_2$  ... En el resto de los casos (moléculas heteronucleares) el enlace covalente siempre estará más o menos polarizado. **Tendrá cierto porcentaje de iónico.** Realmente podríamos considerar el enlace iónico como un caso extremo de enlace covalente en el cual el enlace se ha polarizado al extremo hasta llegar a la separación total de cargas.

Si se quiere hacer un estudio cuantitativo se define el llamado **momento dipolar**, un vector definido de la forma siguiente:

- Módulo: producto de la carga por la distancia que las separa.
- Dirección: la de la línea que une ambas cargas.
- Sentido: de la carga negativa a la positiva



**Para obtener el momento dipolar total de la molécula sumamos (como vectores) los momentos dipolares de cada enlace. De esta manera, dependiendo de la geometría de la molécula, una molécula puede tener un momento dipolar nulo a pesar de tener enlaces polares**



Izquierda: molécula de  $CO_2$ . Aunque los dos enlaces CO son polares, la molécula, en conjunto, es apolar, ya que el momento dipolar resultante es nulo.

Derecha: molécula de  $H_2O$ . Los momentos dipolares de los dos enlaces H-O se suman para dar un momento dipolar total no nulo. La molécula es polar.

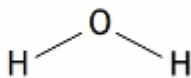
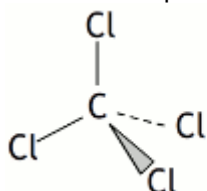
**La polaridad de las moléculas condiciona sus propiedades, sobre todo la solubilidad.**

Las moléculas polares serán solubles en disolventes polares (como el agua) e insolubles en disolventes no polares (como algunos compuestos orgánicos), mientras que las moléculas con momento dipolar nulo no serán solubles en disolventes polares y sí en disolventes no polares.

NOTA. Cuando se habla de insolubilidad se quiere expresar que la cantidad de sustancia disuelta es muy pequeña. Estrictamente hasta las sustancias que podemos considerar insolubles se disuelven en una pequeñísima cantidad.

**Ejemplo 4** (Oviedo. 2012-2013)

Deduzca el carácter polar, o no polar, de las siguientes moléculas:



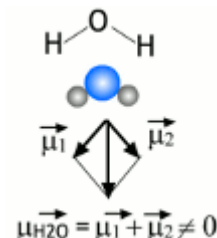
Ángulo de enlace Cl-C-Cl =  $109,5^\circ$

Ángulo de enlace H-O-H =  $104,5^\circ$

**Solución:**

El  $\text{CCl}_4$  posee enlaces polares, ya que el Cl es más electronegativo que el C. No obstante, y debido a su geometría, **el momento dipolar total de la molécula es nulo** (el  $\text{CCl}_4$  es insoluble en agua).

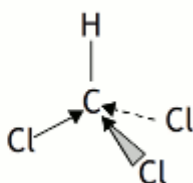
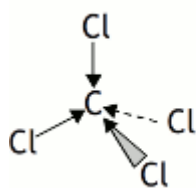
La molécula de agua, también tiene enlaces polares, ya que el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno, pero como tiene una estructura angular el momento dipolar de la molécula no es nulo (ver figura). De ahí que el agua sea un disolvente polar.

**Ejemplo 5** (Oviedo. 2010-2011)

Las moléculas de  $\text{CCl}_4$  y de  $\text{CHCl}_3$  presentan geometría molecular tetraédrica. Sin embargo, el  $\text{CHCl}_3$  es diez veces más soluble en agua que el  $\text{CCl}_4$ . Explique la diferencia de solubilidad en agua de las dos sustancias

**Solución:**

El  $\text{CCl}_4$  tiene enlaces polares debido a la diferencia de electronegatividad C-Cl, pero al tener geometría tetraédrica el momento dipolar total será nulo. **Será insoluble en agua** (ver nota más arriba).



Sin embargo el  $\text{CHCl}_3$  tendrá un momento dipolar no nulo, ya que el enlace C-H no es polar, ya que la electronegatividad de ambos elementos es similar.

Efectivamente al sumar (vectorialmente) los tres momentos dipolares de los enlaces C-Cl se obtiene un momento dipolar resultante no nulo.

**Este compuesto, por tanto será soluble en agua.**

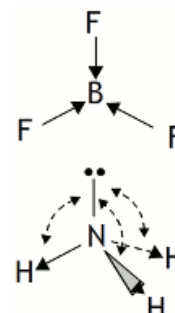
**Ejemplo 6** (Oviedo. 2010-2011)

Las moléculas de  $\text{NH}_3$  y  $\text{BF}_3$  presentan las geometrías de pirámide trigonal y triangular plana, respectivamente. Indique, de forma razonada, cual de los dos será más soluble en agua.

**Solución:**

La configuración triangular plana del  $\text{BF}_3$  condiciona que el momento dipolar total de la molécula sea nulo. **Será muy poco soluble en agua.**

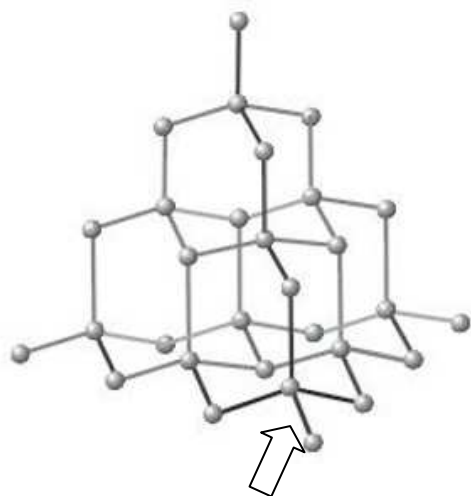
El amoníaco, sin embargo, presenta geometría de pirámide trigonal debido a la distorsión experimentada en la configuración tetraédrica por la repulsión más intensa del par no enlazante. Esto lleva a que el momento dipolar de la molécula no sea nulo. **Será soluble en agua.**





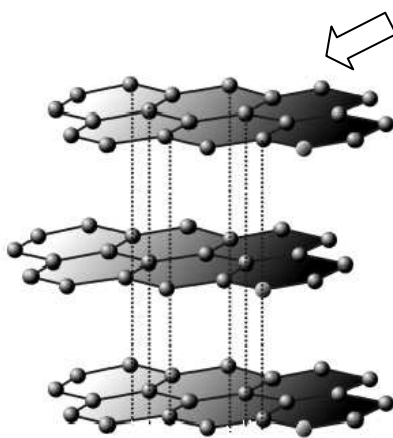
### Formas alotrópicas<sup>(1)</sup> del carbono

El carbono se presenta en la naturaleza con diferentes estructuras que se muestran a continuación. En todas ellas existen enlaces covalentes entre los átomos y algunas de ellas, como el grafeno o los nanotubos, están adquiriendo una importancia creciente por sus sorprendentes propiedades.



**Diamante**

Red de carbonos unidos mediante enlaces covalentes formando tetraedros que se repiten en el espacio constituyendo una **red covalente**. La gran fortaleza de los enlaces C-C le confiere una dureza extremada y elevadísimos puntos de fusión y ebullición.

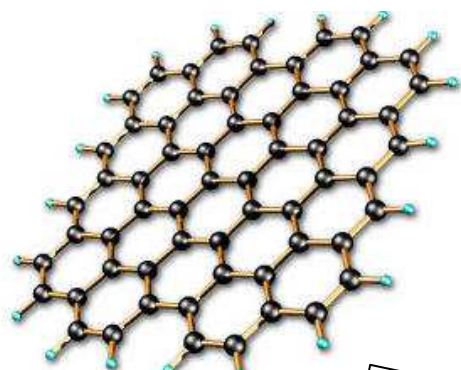


**Grafito**

Los carbonos se unen entre sí mediante tres enlaces covalentes formando hexágonos, que a su vez se distribuyen en capas que se mantienen débilmente unidas gracias a electrones que se sitúan entre ellas. Estos electrones se pueden mover con cierta facilidad lo que confiere al grafito propiedades conductoras.

La unión entre las láminas es muy débil, siendo por tanto muy fáciles de separar. La posibilidad de escribir con un lápiz se debe precisamente a esto: las láminas de carbono se desprenden de la mina y acaban en el papel.

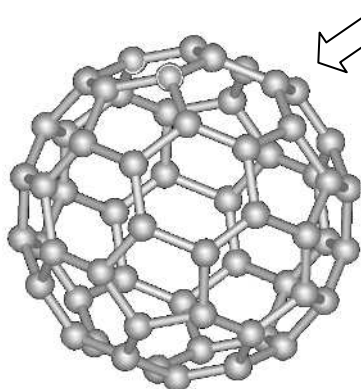
Ampliación



**Grafeno**

El grafeno es una red perfectamente regular de átomos de carbono con sólo dos dimensiones, largo y ancho. La unidad básica que se repite consiste en seis átomos de carbono con enlace covalente formando un patrón hexagonal.

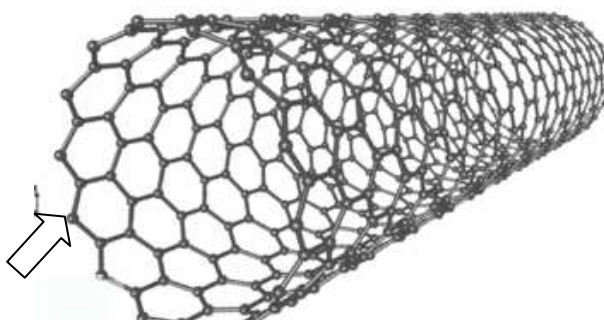
El grafeno es prácticamente transparente y buen conductor de la electricidad. Sería, por tanto, adecuado para la construcción de pantallas táctiles transparentes, paneles luminosos y, tal vez, células solares. También algunos plásticos podrían convertirse en conductores mezclados con 1% de grafeno.



**Fullerenos**

Moléculas compuestas por átomos de carbono enlazados covalentemente. El más característico es el C<sub>60</sub> (en la imagen, semejante a un balón de fútbol) con anillos hexagonales y pentagonales de átomos de carbono. Se conocen fullerenos de cerca de 1000 átomos.

Los fullerenos, dopados con átomos de metales alcalinos, se convierten en semiconductores o, incluso, en superconductores a bajas temperaturas.



**Nanotubos de carbono**

Formados con láminas de grafeno arrolladas formando estructuras tubulares. Los nanotubos tienen un espesor 10 000 veces inferior al cabello humano (del orden de 10<sup>-9</sup> m) y presentan una enorme resistencia, una increíble elasticidad y propiedades eléctricas sorprendentes.

<sup>(1)</sup> **Alotropía.** Propiedad de algunos elementos químicos de presentarse bajo estructuras diferentes