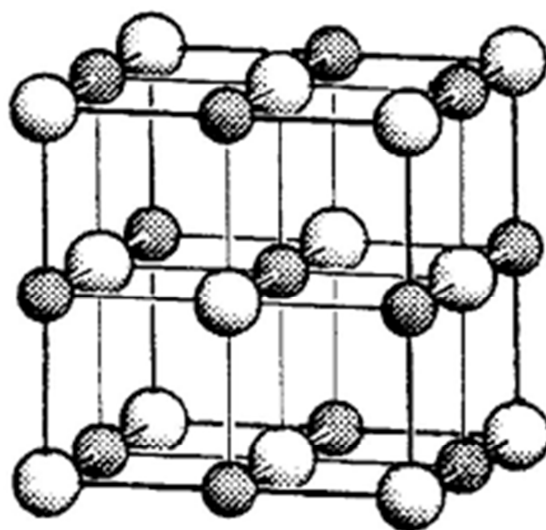
 JUNTA DE EXTREMADURA Consejería de Educación	Física y Química · 1º Bachillerato LOMCE	FyQ1
IES de Castuera	Unidad Didáctica 4 El Enlace Químico	2015 2016 Rev 01



NaCl

Tema 4. El Enlace Químico

4.1 Ordenación de los Elementos Químicos. La Tabla Periódica

4.2 Las Propiedades Periódicas

Energía de Ionización

Afinidad Electrónica

Electronegatividad

Tamaño

4.3 El Enlace Químico

El Enlace Iónico

El Enlace Covalente

Polaridad de las Moléculas Covalentes

Las Fuerzas Intermoleculares

El Enlace Metálico

4.1| Ordenación de los Elementos Químico. La Tabla Periódica

La estructura de la tabla periódica actual tiene su origen en los trabajos realizados por Lothar Meyer y Dimitri Mendeléiev, que ordenaron los elementos atendiendo a su masa atómica y teniendo en cuenta sus propiedades químicas. Las contribuciones de Henry Moseley y Glenn Seaborg establecieron la estructura definitiva: los elementos se ordenaban atendiendo a su número atómico y se establecieron las familias de los actínidos y de los lantánidos.

La tabla periódica está dividida en 18 columnas, llamadas grupos o familias, numeradas del 1 al 18. Todos los elementos de un mismo grupo tienen una configuración electrónica similar en su última capa, es decir, tienen el mismo número de electrones de valencia, lo que les confiere propiedades químicas semejantes. A los elementos de los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18 se les llama elementos principales. A los elementos de los grupos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 y 12 se les llama elementos de transición.

La tabla periódica está dividida en 7 filas, llamadas períodos. Todos los elementos de un mismo período tienen sus electrones más externos en la misma capa, es decir, en el mismo nivel energético.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

Metales alcalinos ns^1	Metales alcalinotérreos ns^2	Metales de transición Desde $(n-1)s^2 nd^1$ hasta $(n-1)s^2 nd^{10}$										Boroideos $ns^2 np^1$	Carbonoideos $ns^2 np^2$	Nitrogenoideos $ns^2 np^3$	Anfígenos $ns^2 np^4$	Halógenos $ns^2 np^5$	Gases nobles $ns^2 np^6$
----------------------------	----------------------------------	---	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------------------	----------------------------	------------------------------	-------------------------	-------------------------	----------------------------

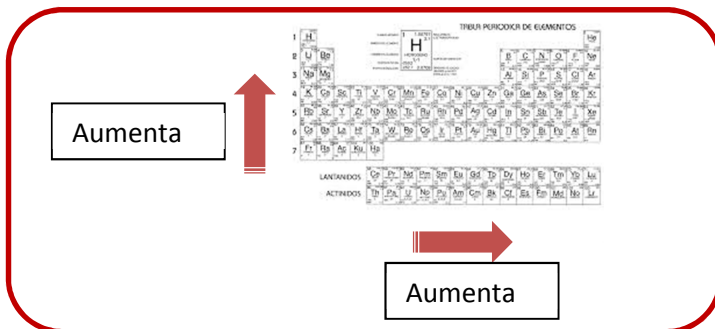
4.2| Las Propiedades Periódicas

☑ Energía de Ionización. Es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso y en su estado fundamental, transformando dicho átomo en un ión positivo.

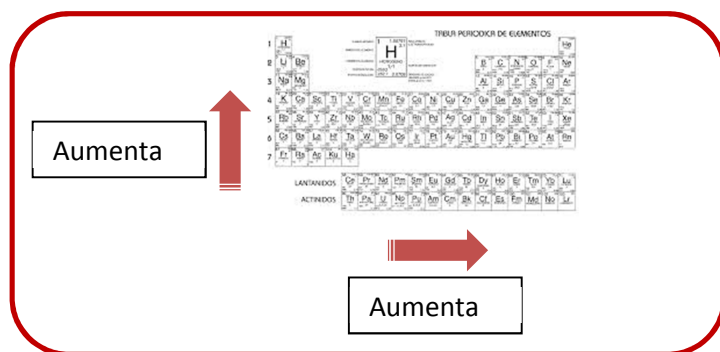


En un grupo, la energía de ionización disminuye al descender. Al descender en un grupo, aumenta la distancia de la capa de valencia al núcleo, los electrones de valencia están menos retenidos y es más fácil arrancarlos.

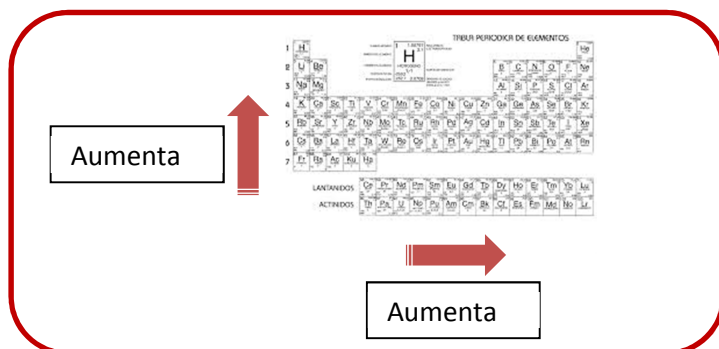
En un período, la energía de ionización aumenta al desplazarnos hacia la derecha. En un mismo período, todos los electrones de la última capa deberían estar aproximadamente a la misma distancia del núcleo, pero al desplazarnos hacia la derecha, aumenta el número de protones que los elementos tienen en el núcleo y aumenta la fuerza con la que retienen a los electrones.



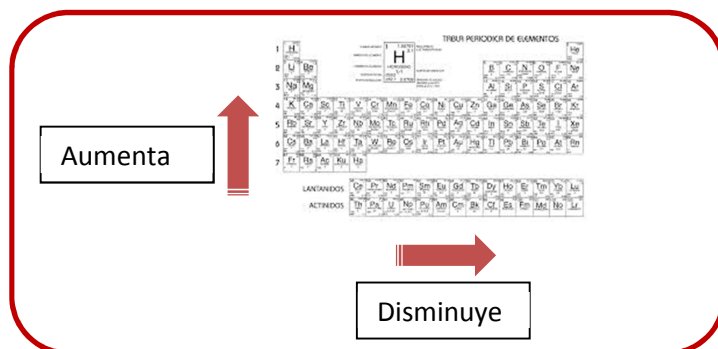
☑ Afinidad Electrónica. Es la energía liberada cuando un átomo, en estado gaseoso y en su estado fundamental, capta un electrón, transformándose en un ión negativo.



☑ **Electronegatividad.** Es la tendencia que tiene un elemento químico para atraer hacia sí el par de electrones implicado en el enlace con otro elemento.

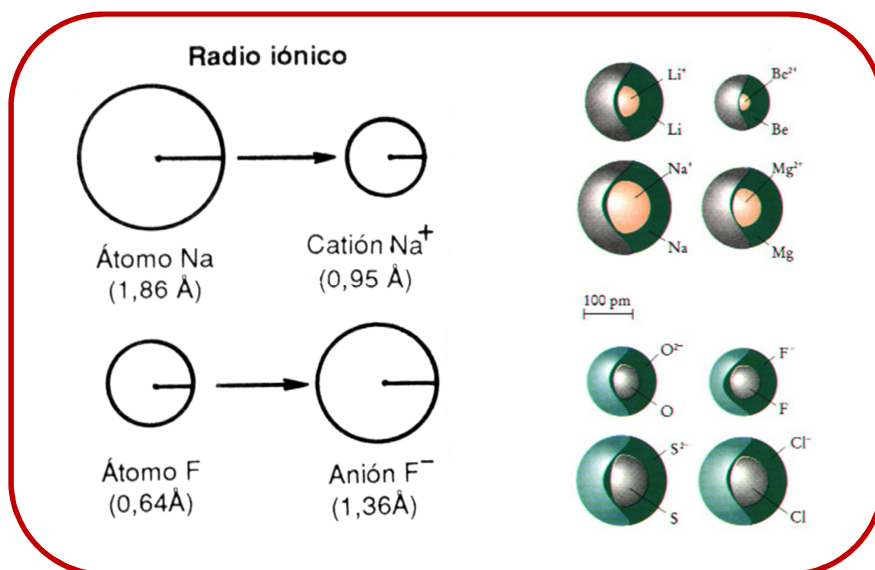


☑ **Tamaño.** En un grupo, al desplazarnos hacia abajo, aumenta el tamaño de los átomos. La explicación está en el hecho de que al bajar en un grupo, aumenta el número de capas alrededor del núcleo, lo que implica un aumento de tamaño. En un período, al desplazarnos hacia la derecha, el tamaño disminuye, ya que aunque el número de capas alrededor del núcleo es el mismo, está aumentando el número de protones en el núcleo y los electrones de la última capa estarán más retenidos, haciendo que disminuya el volumen del átomo.



Cuando un átomo neutro pierde electrones y se transforma en un ión positivo, el ión positivo es de menor tamaño que el átomo neutro del que procede.

Cuando un átomo neutro gana electrones y se transforma en un ión negativo, el ión negativo es de mayor tamaño que el átomo neutro del que procede.

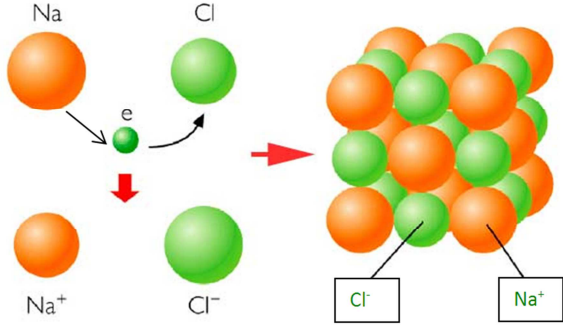
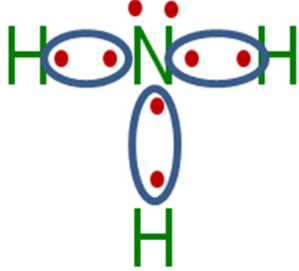
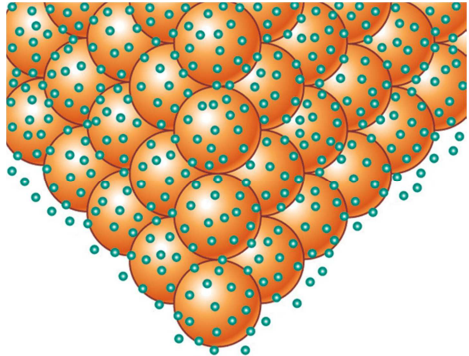


4.3| El Enlace Químico

Un enlace químico entre átomos es un tipo de unión que hace que los átomos unidos tengan un contenido energético menor que los átomos por separado. Cuanta menos energía tenga un sistema, más estable será.

Una tendencia válida para la mayoría de los enlaces químicos es que al formar el enlace, los átomos implicados alcanzan una configuración electrónica especialmente estable. El caso más general de configuración electrónica especialmente estable es aquel en el que los átomos quedan con 8 electrones en su capa de valencia (Regla del octeto).

Existen tres tipos de uniones entre átomos, es decir, tres tipos de enlaces químicos:

<p>Enlace iónico Elemento metálico + Elemento no metálico</p>	
<p>Enlace covalente Elemento no metálico + Elemento no metálico</p>	
<p>Enlace metálico Elemento metálico + Elemento metálico</p>	

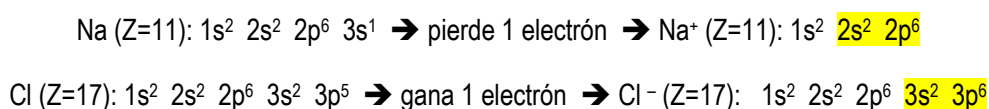
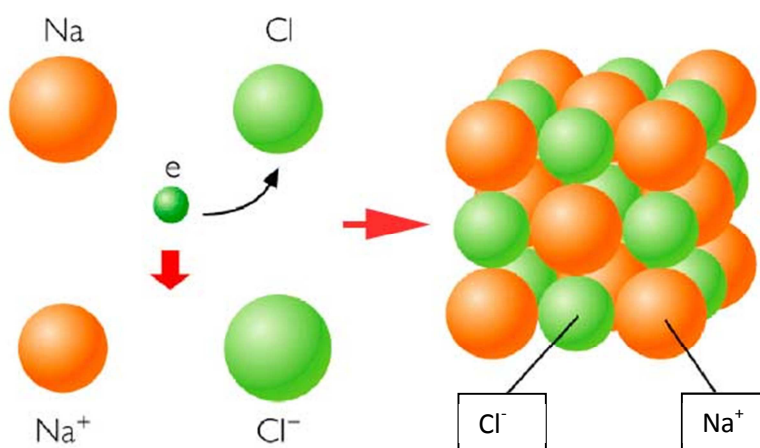
4.3.1| El Enlace Iónico

La tendencia general de los elementos metálicos, para conseguir tener una configuración electrónica estable, es perder electrones de la última capa, es decir, perder electrones de la capa de valencia. Cuando un elemento pierde electrones se convierte en un ión positivo o catión $+$.

Se consideran configuraciones electrónicas estables las siguientes:

Los elementos no metálicos pueden alcanzar una configuración electrónica estable ganando electrones, que acomodan en su capa de valencia. Cuando un elemento gana electrones se convierte en un ión negativo o anión $-$.

Las especies químicas cargadas con carga eléctrica diferente, como los cationes y los aniones, se ven atraídas por fuerzas electrostáticas. Este es el origen del enlace iónico: cationes y aniones que se unen mediante fuerzas electrostáticas. Como las fuerzas electrostáticas actúan en todas las direcciones del espacio, lo normal es que un catión se rodee de varios aniones y que cada anión esté rodeado de varios cationes, formando unas estructuras llamadas redes cristalinas o cristales, constituidas por una gran cantidad de cationes y aniones situados en diferentes posiciones. Es decir, los compuestos iónicos no forman moléculas individuales, sino que forman cristales iónicos en los que están implicados un gran número de cationes y aniones.



Propiedades de los Compuestos Iónicos:

- Forman cristales.
- Son solubles en agua y en otros disolventes polares, como los alcoholes. Son insolubles en disolventes no polares, como el benceno o el tetracloruro de carbono.
- A temperatura ambiente son sólidos, con elevados puntos de fusión.
- En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero fundidos o en disolución sí conducen la electricidad.
- Son duros (difíciles de rayar: un cristal iónico raya la superficie de un metal y no al contrario), frágiles y poco flexibles.

4.3.2| El Enlace Covalente

Los elementos no metálicos, además de ganando electrones, pueden conseguir configuraciones electrónicas estables compartiendo electrones. Un átomo de un elemento no metálico puede compartir electrones con un átomo idéntico del mismo elemento o con otro átomo de un elemento no metálico diferente.

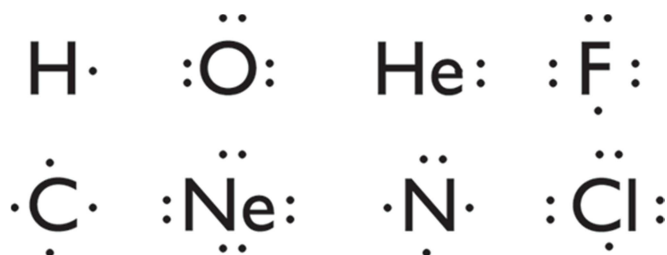
Una forma gráfica de estudiar el enlace covalente es mediante el uso de las llamadas estructuras de Lewis.

Procedimiento para escribir la estructura de Lewis de un compuesto covalente

[1] Determinar la disposición de los átomos.

Moléculas Diatómicas O ₂	Moléculas Tetraatómicas NH ₃	Moléculas Pentaatómicas CH ₄	Oxoácidos H ₂ SO ₄
O O	H N H H	H H C H H	O H O S O H O

[2] Alrededor de cada átomo se dibujan tantos "puntos" como electrones tenga dicho átomo en la capa de valencia.

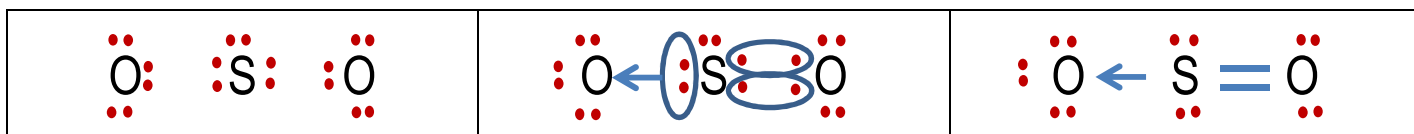


[3] Se comparten electrones hasta conseguir que todos los átomos queden con 8 electrones. Las excepciones a esta regla son: el hidrógeno queda estable con 2 electrones y el boro queda estable con 6 electrones.

$ \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{H}\cdot \cdot \text{N}\cdot \cdot \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array} $		$ \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} $
$ \begin{array}{ccc} \cdot\cdot & & \cdot\cdot \\ \text{O}: & : & \text{C}: & : & \text{O} \\ \cdot\cdot & & \cdot\cdot & & \cdot\cdot \end{array} $		$ \begin{array}{ccc} \cdot\cdot & & \cdot\cdot \\ \text{O} & = & \text{C} & = & \text{O} \\ \cdot\cdot & & \cdot\cdot & & \cdot\cdot \end{array} $

Enlace Covalente Coordinado/Dativo

Este tipo de enlace se produce cuando un átomo ya ha conseguido, mediante enlaces covalentes, los 8 electrones, pero todavía tiene que realizar uniones con más átomos. En estos casos, el elemento que ya tiene los 8 electrones, para formar nuevos enlaces, pone en juego dos electrones y el otro átomo sólo pone un hueco para alojarlos.



Propiedades de los Compuestos Covalentes

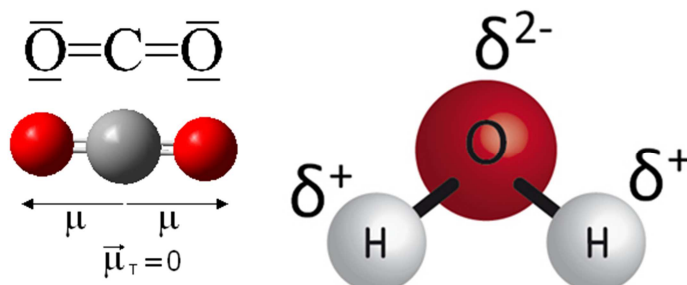
Los compuestos covalentes pueden formar moléculas individuales y también pueden organizarse formando cristales (Como el diamante, el grafito y la sílice). Esto da lugar a la existencia de dos tipos de compuestos covalentes: los compuestos covalentes moleculares y los cristales covalentes.

- Propiedades de los Compuestos Covalentes Moleculares.
 - a) A temperatura ambiente suelen ser líquidos y gases. Algunos compuestos covalentes moleculares son sólidos a temperatura ambiente.
 - b) Si las moléculas son apolares, los puntos de fusión y de ebullición suelen ser bajos. Si las moléculas son polares, los puntos de fusión y de ebullición son elevados.
 - c) Si las moléculas son apolares, los compuestos son solubles en disolventes apolares y no conducen la corriente eléctrica. Si las moléculas son polares, los compuestos son solubles en disolventes polares y conducen la corriente eléctrica.
- Propiedades de los Cristales Covalentes.
 - a) A temperatura ambiente son sólidos.
 - b) Los puntos de fusión y de ebullición son elevados.
 - c) Son duros, malos conductores de la electricidad e insolubles en agua.

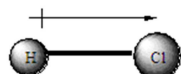
4.3.3| Polaridad de las Moléculas Covalentes

Una molécula covalente puede presentar polaridad (moléculas polares) o no presentar polaridad (moléculas apolares). Una molécula es polar cuando en ella puede distinguirse una zona con carga positiva y otra zona con carga negativa. Una molécula es apolar cuando en ella no pueden distinguirse zonas con carga positiva o negativa.

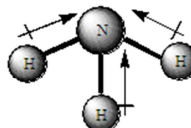
La polaridad de una molécula depende de la electronegatividad de los átomos que la componen y de la geometría de la molécula. Las moléculas homoatómicas, es decir, que están formadas sólo por átomos del mismo elemento químico, son moléculas apolares.



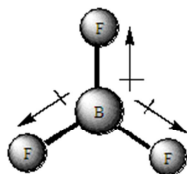
EJEMPLOS DE MOLÉCULAS CON ENLACES POLARES



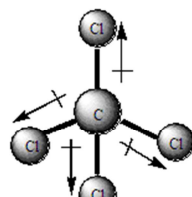
Molécula polar
 $\mu \neq 0$
Ácido Clorhídrico



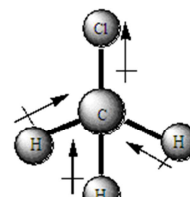
Molécula polar
 $\mu \neq 0$
Amoniaco



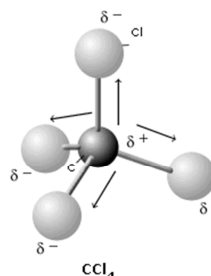
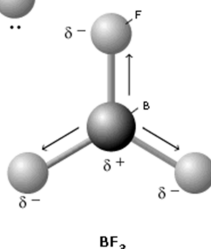
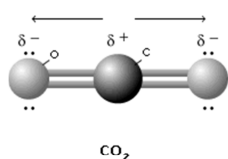
Molécula No polar
Trifloruro de boro



Molécula No polar
Tetracloruro de carbono



Molécula Polar
Cloroformo

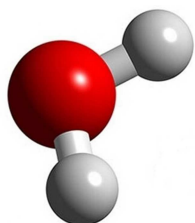


Ejemplos de moléculas apolares

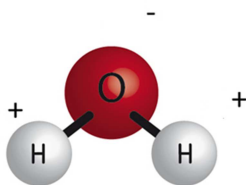
4.3.4| Las Fuerzas Intermoleculares

Las fuerzas intermoleculares son fuerzas que aparecen entre moléculas covalentes. El origen de estas fuerzas está en las atracciones electrostáticas que se producen entre zonas con carga positiva de una molécula y zonas con carga negativa de otra molécula. Suelen distinguirse dos tipos de fuerzas intermoleculares: puentes de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals.

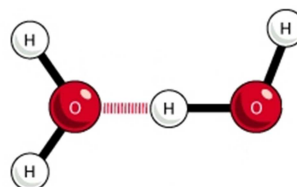
- **Puentes de Hidrógeno.** Este tipo de fuerzas intermoleculares aparece entre moléculas que poseen átomos de hidrógeno y elementos pequeños muy electronegativos, como flúor, oxígeno y nitrógeno (F, O, N). La parte de la molécula en la que se encuentra el hidrógeno adquiere cierta carga positiva, mientras que la zona de la molécula en la que se encuentra el elemento electronegativo adquiere cierta carga negativa. De esta forma la molécula se convierte en un dipolo.



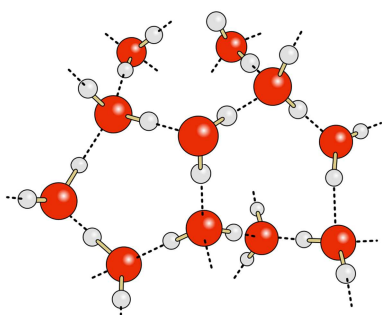
Molécula de agua



Zonas polarizadas en la molécula de agua



Puente de hidrógeno entre dos moléculas de agua

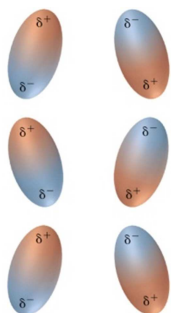


La existencia de puentes de hidrógeno entre las moléculas se traduce en una fuerza de unión entre las mismas, lo que implica que sus propiedades se ven alteradas. Estas alteraciones implican un aumento del punto de fusión y de ebullición, es decir, las sustancias cuyas moléculas pueden establecer entre ellas puentes de hidrógeno presentan puntos de fusión y ebullición anormalmente altos, frente a sustancias muy similares que no presentan este tipo de fuerza intermolecular. Por ejemplo, si comparamos los puntos de ebullición de los compuestos que forman los elementos del grupo 16 con el hidrógeno:

H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
100 °C	-59,6 °C	-42 °C	-1,8 °C

Observamos un punto de ebullición anormalmente alto para el agua y la explicación hay que buscarla en el hecho de que las moléculas de agua pueden establecer entre ellas puentes de hidrógeno, algo que no pueden hacer las moléculas del resto de elementos del grupo del oxígeno.

- **Fuerzas de Van der Waals.** Este tipo de fuerzas intermoleculares son también de carácter electrostático, pero más débiles que los puentes de hidrógeno. Aparecen en moléculas covalentes que presentan zonas polarizadas (dipolos) o incluso entre moléculas covalentes apolares, pero que en un determinado momento pueden adquirir un cierto carácter de dipolo.



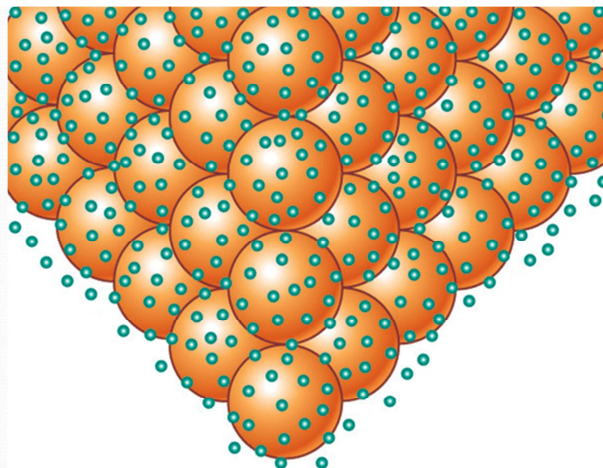
La agencia de investigación militar estadounidense DARPA acaba de anunciar resultados en uno de sus proyectos llamado Z-Man. El objetivo del programa es dar con una solución que permita a una persona escalar paredes sin cuerdas ni aparejos al más puro estilo Spiderman.

Para alcanzar su objetivo, la agencia estaba investigando a uno de los mejores escaladores de la naturaleza, la lagartija. Estos pequeños reptiles son capaces de caminar sobre superficies tan lisas como el cristal gracias a la peculiar estructura microscópica de sus patas, que se adhieren gracias a un fenómeno de atracción molecular conocido como Fuerzas de Van Der Waals.



4.3.5| El Enlace Metálico

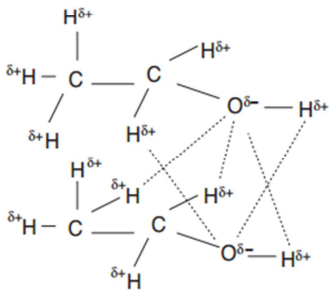
Para explicar las propiedades características de los metales (su alta conductividad eléctrica y térmica, ductilidad y maleabilidad, ...) se ha elaborado un modelo de enlace metálico conocido como modelo de la nube o del mar de electrones: Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última 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 Na^+ , 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.



Propiedades de los Metales

- Estado natural. Todos son sólidos a temperatura ambiente, menos el mercurio que es líquido.
- Puntos de fusión y puntos de ebullición. Aunque suelen ser elevados, se mueven en un amplio intervalo: el galio funde a 29 °C y el wolframio lo hace a 3.380 °C.
- Conductividad. La conductividad eléctrica y la conductividad térmica son elevadas.
- Brillo. Los metales, cuando su superficie está pulida, reflejan la mayor parte de la luz que les llega, lo que hace que tengan un brillo metálico característico.
- Ductilidad y maleabilidad. Los metales pueden ser estirados hasta formar hilos y pueden formar láminas delgadas.

EJERCICIOS

<p>1</p> <p>Escribe las estructuras de Lewis de las moléculas: amoníaco y tetracloruro de carbono.</p> $\begin{array}{c} \text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \quad \begin{array}{c} \overset{\cdot\cdot}{\text{Cl}} \\ \\ \overset{\cdot\cdot}{\text{C}} - \overset{\cdot\cdot}{\text{Cl}} \\ \\ \overset{\cdot\cdot}{\text{Cl}} \\ \\ \overset{\cdot\cdot}{\text{Cl}} \end{array}$	<p>2</p> <p>Escribe la estructura de Lewis de los ácidos nítrico y sulfúrico.</p> $\begin{array}{c} \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \\ \\ \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} - \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} - \text{H} \\ \\ \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \end{array} \quad \begin{array}{c} \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \\ \\ \text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} - \overset{\cdot\cdot}{\text{S}} - \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} - \text{H} \\ \\ \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \end{array}$
<p>3</p> <p>Escribe las estructuras de Lewis de las siguientes especies: CHF₃, NH₃ y CH₃OH.</p> $\begin{array}{c} \overset{\cdot\cdot}{\text{F}} \\ \\ \text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{C}} - \overset{\cdot\cdot}{\text{F}} \\ \\ \overset{\cdot\cdot}{\text{F}} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} \\ \\ \text{H} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} - \overset{\cdot\cdot}{\text{C}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	<p>4</p> <p>Se dan las siguientes sustancias: Br₂, NaCl, HBr, BaO, HNO₃, MgF₂. Indica cuáles presentan: a) enlaces covalentes puros; b) enlaces covalentes polares; c) enlace iónico; d) enlaces covalentes no polares.</p>
<p>5</p> <p>¿Cuáles de los siguientes compuestos presentan puente de hidrógeno y cuáles fuerzas de Van der Waals?: NH₃, CH₄, HF, CH₃-COOH, H₂S.</p>	<p>6</p> <p>En función del tipo de enlace, explica por qué:</p> <ol style="list-style-type: none"> El NH₃ tiene un punto de ebullición más alto que el CH₄. El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl₂. El CH₄ es insoluble en agua y el KCl es soluble.
<p>7</p> <p>Indica la estructura electrónica de los elementos de números atómicos 11, 12, 13 y 15. Comenta la naturaleza de los enlaces que darían estos elementos con el de número atómico 17.</p> <p>A (Z = 11) 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹ B (Z = 12) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² C (Z = 13) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p¹ D (Z = 15) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p³ E (Z = 17) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵</p>	<p>8</p> <p>A partir de las estructuras electrónicas de los elementos X, Y, Z:</p> <p>X: 1s² 2s² 2p⁵; Y: 1s² 2s² 2p⁴; Z: 1s² 2s² 2p⁶ 3s²</p> <p>justifica la veracidad o la falsedad de las siguientes afirmaciones:</p> <ol style="list-style-type: none"> Todos los elementos son muy electronegativos. Z forma con X un compuesto covalente de fórmula ZX₂. X podría formar un compuesto predominantemente covalente con Y, de fórmula YX₂.
<p>9</p> <p>Dibuja un esquema para la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de alcohol etílico:</p> <p>(CH₃-CH₂OH)</p> 	<p>10</p> <p>Dadas las sustancias siguientes: cloro, sodio, diamante y bromuro de cesio, explica razonadamente:</p> <ol style="list-style-type: none"> Estado físico de cada sustancia, en condiciones estándar. Enlace que presentan. Su conductividad eléctrica. Su solubilidad en agua.
<p>11</p> <p>Justifica las siguientes afirmaciones.</p> <ol style="list-style-type: none"> A 25 °C y 1 atm, el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno es un gas. El etanol es soluble en agua y el etano no. 	<p>12</p> <p>Explica en cuáles de las siguientes sustancias podemos hablar de la existencia de moléculas y en cuáles de la existencia de iones: LiCl, MgF₂, CO₂, HF, H₂O, NH₃, Al, Mg, CH₄.</p>
<p>13</p> <p>Considerando las sustancias Br₂, SiO₂, Fe, HF y NaBr, justifica en función de sus enlaces:</p> <ol style="list-style-type: none"> Si son o no solubles en agua. Si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente. 	<p>14</p> <p>Explica si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:</p> <ol style="list-style-type: none"> El retículo cristalino de los metales solo consta de iones positivos y negativos. Los electrones de valencia de los metales no pertenecen a átomos fijos.

15	<p>¿Cuál es la razón por la que los gases nobles reciben también el nombre de gases inertes?</p>
16	<p>¿Por qué el cloro cuando se une con el hidrógeno o con el sodio forma compuestos químicos de propiedades muy diferentes entre sí?</p>
17	<p>Explica el enlace entre el potasio y el oxígeno en el óxido de potasio y el existente entre el bario y el bromo en el bromuro de bario, sabiendo que ambos son compuestos químicos de carácter iónico.</p>
18	<p>¿Pueden existir enlaces iónicos entre átomos de un mismo elemento químico?</p>
19	<p>Mediante el diagrama de Lewis explica la formación de las siguientes moléculas, cuyas fórmulas son: a) CO. b) CO₂. c) CH₄. d) HCl. e) NH₃.</p>
20	<p>Un enlace entre dos átomos requiere que: a) Los átomos sean iguales. b) Los átomos sean diferentes. c) La estabilidad de la especie resultante sea mayor que la de los átomos por separado. d) Los átomos que forman el enlace tengan un número elevado de electrones. Selecciona y justifica entre los enunciados anteriores las respuestas más adecuadas.</p>
21	<p>El cloruro de un elemento X tiene una temperatura de fusión de 722 °C. Es soluble en agua y tanto su disolución acuosa como el cloruro fundido son buenos conductores de la electricidad. Indica qué tipo de enlace tiene dicho cloruro.</p>
22	<p>Explica con ayuda de los diagramas de Lewis la formación de los compuestos covalentes: a) PH₃. b) H₂O₂. c) Cl₂O.</p>
23	<p>El azufre forma un cloruro, SCl₂, que es un gas a temperatura ambiente. Indica el tipo de enlace que existe en dicho compuesto químico y dibuja su diagrama de Lewis.</p>
24	<p>¿Por qué el fluoruro de litio es un sólido cristalino, mientras que el de oxígeno es gaseoso?</p>
25	<p>¿Cuál de las siguientes sustancias conduce la corriente eléctrica en estado sólido?: CO₂, Ag, I₂ y KCl.</p>
26	<p>Dado un metal alcalino M y un halógeno X, indica el enlace que tienen y las propiedades generales de los siguientes sólidos: a) M. b) X₂. c) MX.</p>
27	<p>¿Qué tipo de interacción existe entre las moléculas de: a) H₂. b) CH₄. c) NH₃. d) H₂S. e) H₂O?</p>

28

Rellena el siguiente cuadro:

Sustancia	Fórmula o símbolo químico	Tipo de enlace	Tipos de fuerzas atractivas	Temperatura de fusión: elevada o no	Solubilidad en agua	Conductor o no
Bromo						
Amoníaco						
Cuarzo						
Fluoruro sódico						
Cobre						
Trióxido de azufre						
Diamante						

29

Representa, mediante el diagrama de Lewis, las moléculas de: a) HCN. b) HNO₃. c) H₂SO₄. d) CF₂Cl₂.

30

Indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- El Ca y el O forman un enlace covalente polar.
- El cloruro de rubidio presenta un mayor carácter iónico que el óxido de magnesio.
- El cloro y el hidrógeno forman un enlace covalente apolar.
- El K y el F forman un enlace iónico.

31

Explique razonadamente los siguientes hechos:

- El fluoruro de cesio tiene un punto de fusión de 682 °C, mientras que el flúor es un gas a temperatura ambiente.
- El cobre y el yodo son sólidos a temperatura ambiente, pero el cobre conduce la corriente eléctrica, mientras que el yodo no lo hace.
- El butano tiene un punto de ebullición más alto que el propano.

32

Entre las sustancias siguientes: HF, SiO₂, CH₄, I₂ y NaCl, identifica razonadamente:

- Un gas formado por moléculas tetraédricas.
- Compuestos solubles en tetracloruro de carbono.
- Sustancia que presenta interacciones por enlace de hidrógeno.
- Sustancia soluble en agua que puede conducir la corriente eléctrica.

33

Responde razonadamente a las siguientes preguntas sobre el butano y el nitrato potásico:

- Formula los compuestos e indica si son solubles en agua.
- ¿Qué tipo de enlace hay en cada molécula? ¿Qué tipo de interacciones intermoleculares existen en estos compuestos?
- ¿Cuál es su estado de agregación a temperatura ambiente?

34

Razonar las siguientes proposiciones:

- El cloruro de sodio funde a 800 °C, mientras que el Cl₂ gaseoso, a temperatura ambiente.
- El diamante no conduce la electricidad, mientras que el Ni sí.

35

- Indica qué tipo de enlace presentan los compuestos NaBr y BrF.
- Ordena los compuestos NaBr, BrF y NBr₃ en orden creciente de sus puntos de fusión. Razona las respuestas.