

## 1. EL ENLACE QUÍMICO

En la naturaleza los elementos químicos se hallan habitualmente combinados entre sí, formando compuestos químicos. En éstos los átomos se unen mediante "enlaces químicos". Los átomos se combinan para formar compuestos por razones de estabilidad: si la combinación que resulta de es más estable que los átomos por separado, el compuesto se forma y no lo hace si es menos estable.

Hemos clasificado previamente los elementos en metales y no metales según su electronegatividad. Para explicar las uniones entre ellos utilizaremos distintos modelos, de la siguiente forma:

|          |   |          |   |                  |
|----------|---|----------|---|------------------|
| METAL    | + | NO METAL | ▪ | ENLACE IÓNICO    |
| NO METAL | + | NO METAL | ▪ | ENLACE COVALENTE |
| METAL    | + | METAL    | ▪ | ENLACE METÁLICO  |

Los gases nobles no forman habitualmente compuestos químicos y se hallan en forma monoatómica.

## 2. ENLACE IÓNICO

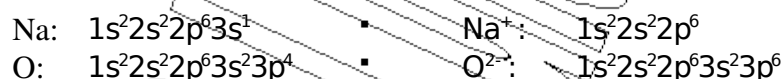
El modelo de enlace iónico considera que cuando se combinan un metal y un no-metal, aquél pierde electrones convirtiéndose en un catión; los electrones son ganados por el no metal que se convierte en un anión; posteriormente, catión y anión se atraen electrostáticamente. Por ejemplo:



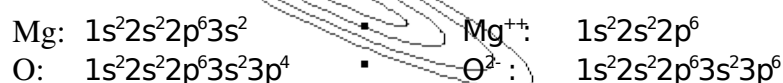
Na cede un electrón que capta Cl. Ya que cada átomo de Na necesita un átomo de Cl el compuesto formado tiene por fórmula NaCl.



Mg cede dos electrones que captan dos átomos de Cl. Fórmula: MgCl<sub>2</sub>.



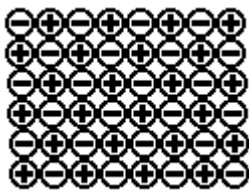
O capta dos electrones procedentes de dos átomos Na. Compuesto: Na<sub>2</sub>O.



Los dos electrones que cede Mg son captados por el oxígeno. Fórmula: MgO.

Se observa que en los compuestos iónicos formados por elementos representativos los metales pierden sus electrones de la última capa para alcanzar la configuración electrónica del gas noble anterior y los no metales ganan los electrones que les faltan para alcanzar la configuración electrónica del gas noble siguiente.

Llamamos electrovalencia o valencia iónica de un elemento a la carga del ion que forma cuando participa en un enlace iónico. Las electrovalencias de los metales son positivas y coinciden con el número de electrones de la última capa para los elementos representativos. Los metales de transición (Fe, Cu ...) presentan generalmente varias electrovalencias que no se pueden deducir por esta sencilla regla. Las electrovalencias de los no metales son negativas y coinciden con el número de electrones que necesitan para completar su última capa ( $p^6$ ).



En los compuestos iónicos no aparecen moléculas formadas por un pequeño número de átomos, sino que se forma una red tridimensional donde cada ion se rodea del mayor número de vecinos de signo opuesto que la geometría y la carga permiten. Este número se llama número de coordinación o índice de coordinación. Los más frecuentes son 4, 6, 8 y 12. En la figura hay una representación en el plano de una red iónica.

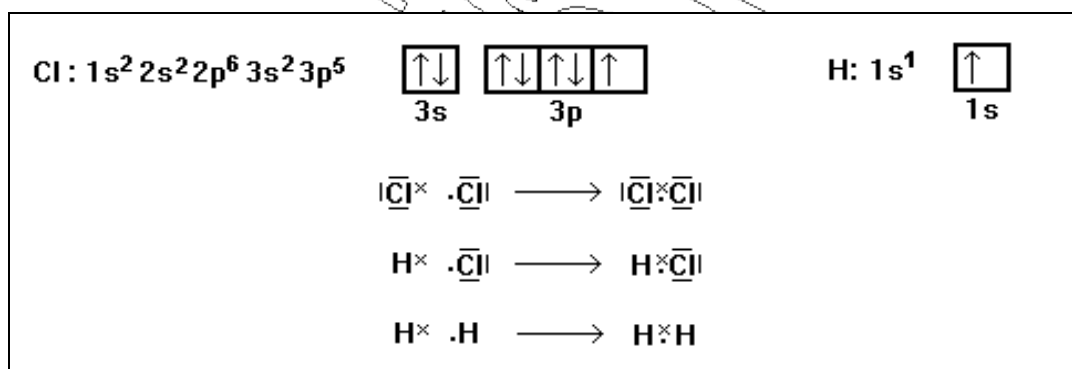
Hasta ahora hemos supuesto que en las redes iónicas sólo podían encontrarse cationes o aniones monoatómicos. Sin embargo aniones poliatómicos como sulfato  $\text{SO}_4^{2-}$ , nitrato  $\text{NO}_3^-$ , etc. o cationes como amonio  $\text{NH}_4^+$  pueden formar parte de redes iónicas ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{NH}_4\text{Br}$ , etc.).

### 3. ENLACE COVALENTE

#### 3.1. MODELO DE ENLACE VALENCIA. ENLACES SENCILLOS

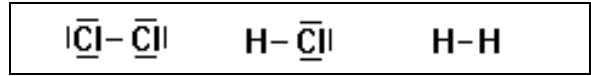
Cuando los elementos enlazados son no metales, su diferencia de electronegatividad es pequeña y no es posible la cesión de electrones entre ellos como en el enlace iónico. La teoría de enlace de valencia supone que en este caso se forma el enlace por compartición de los electrones desapareados de la última capa de los átomos. Así se justifica la formación de moléculas como  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$  o  $\text{H}_2$ :

En los



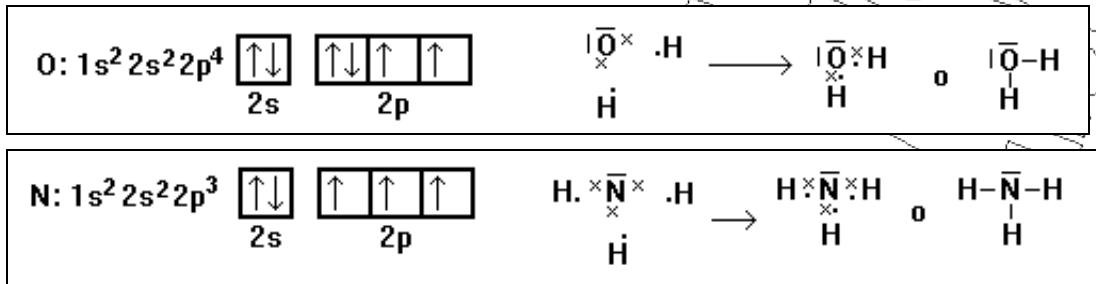
tres casos los electrones desapareados de Cl o H pasan a formar un par de electrones compartidos por ambos átomos y situado en un orbital común (orbital de enlace). Los diagramas de puntos indicados previamente se denominan diagramas de Lewis. Aunque los

electrones que proceden de cada átomo son indistinguibles señalaremos uno con cruz y otro con punto para visualizarlo de forma clara. Las líneas que rodean a los símbolos de los átomos indican pares de electrones no compartidos (apareados en un orbital atómico). Para indicar el enlace covalente, en lugar de emplear puntos y cruces se puede utilizar una línea que una los átomos enlazados y las moléculas anteriores se pueden representar:



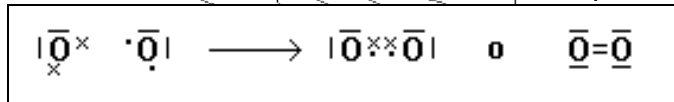
Consideraremos al H, a efectos de formación de enlaces, como no metal.

Del modo anterior podemos justificar los enlaces N-H u O-H:



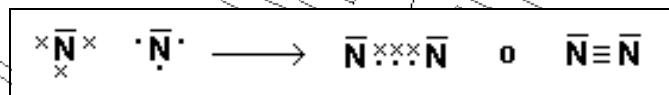
### 3.2. DOBLE Y TRIPLE ENLACE

En ocasiones, como en la molécula O<sub>2</sub>, existe enlace entre dos átomos mediante dos pares de electrones compartidos:



Este enlace por dos pares de electrones se denomina enlace doble. Es más intenso que un enlace sencillo entre los mismos átomos y la distancia entre los átomos enlazados es más corta que cuando lo hacen por un enlace sencillo.

También existen enlaces triples mediante tres pares de electrones como en el caso de la molécula N<sub>2</sub>:

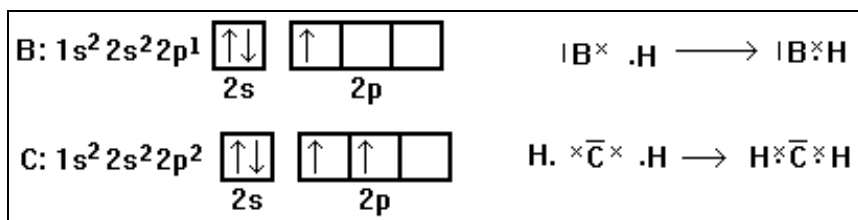


La intensidad del triple enlace es mayor que la del doble y la longitud más corta (para los mismos átomos enlazados), como puede verse en la siguiente tabla donde se hallan las energías y longitudes de los enlaces C-C, C=C y C≡C

|     | Energía (kcal/mol) | Distancia (Å) |
|-----|--------------------|---------------|
| C-C | 83                 | 1,54          |
| C=C | 148                | 1,33          |
| C≡C | 194                | 1,20          |

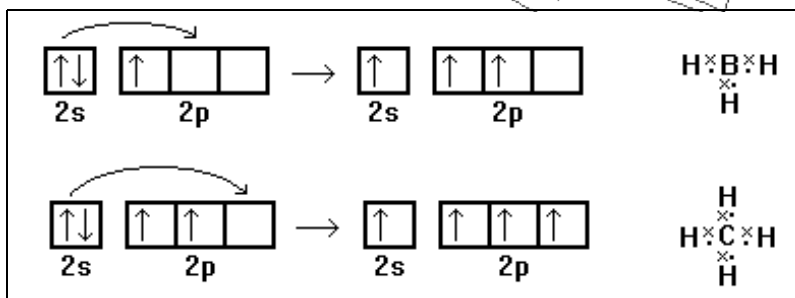
### 3.3. LA PROMOCIÓN DE ELECTRONES. COVALENCIA

Existen moléculas como CH<sub>4</sub> o BH<sub>3</sub> que no pueden explicarse a partir del número de electrones desapareados del átomo correspondiente en su estado fundamental, ya que los compuestos que resultarían serían los siguientes:

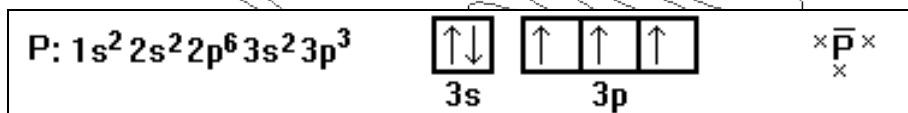


que no corresponden a los compuestos existentes en la naturaleza, que son  $CH_4$  y  $BH_3$ . La razón es que la formación de enlaces covalentes proporciona estabilidad a los átomos y éstos tienden a formar el mayor número de enlaces que los electrones de la última capa les permiten; para ello pueden promocionar electrones desde un orbital lleno hasta otro vacío de superior energía de la misma capa para conseguir un mayor número de electrones desapareados y, en consecuencia, más enlaces covalentes. Así se justifica la formación de  $CH_4$  y  $BH_3$ :

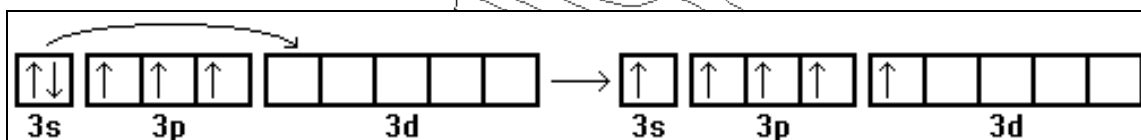
La energía gastada para promocionar el electrón de 2s a 2p se ve compensada con creces por la energía ganada por la formación de un mayor número de enlaces covalentes.



Llamamos covalencia o valencia covalente de un elemento al número de enlaces covalentes que el mismo puede formar. En los elementos que han aparecido hasta ahora la covalencia coincide con el número de electrones desapareados del átomo en su estado fundamental (uno para el hidrógeno y cloro, dos para el oxígeno, tres para el nitrógeno) o el número de electrones desapareados después de promocionar electrones a orbitales de energía superior dentro de la última capa (tres para el boro y cuatro para el carbono). Existen elementos como fósforo, azufre o cloro que presentan varias covalencias y pueden actuar con una u otra según las circunstancias. Así el fósforo presenta la valencia tres ya que tiene tres electrones desapareados en su estado fundamental:



Pero también puede promocionar un electrón del orbital 3s a un orbital vacío 3d alcanzando la valencia cinco:

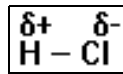


Del mismo modo pueden justificarse las covalencias dos, cuatro y seis del azufre o uno, tres, cinco y siete del cloro.

### 3.4. POLARIDAD DEL ENLACE COVALENTE

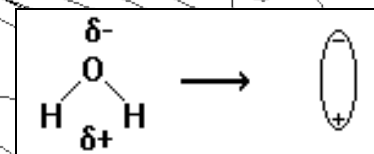
En un enlace covalente entre dos átomos iguales ( $Cl-Cl$ ,  $H-H$ , etc.) los electrones del par enlazante son igualmente compartidos por ambos átomos. En un enlace covalente entre

átomos diferentes (O-H, N-Cl, etc.) normalmente uno de ellos (el más electronegativo) atrae en mayor medida el par de electrones; así sobre él aparece cierta carga negativa (bastante menor que la de a un electrón) y sobre el menos electronegativo una carga positiva del mismo valor absoluto.

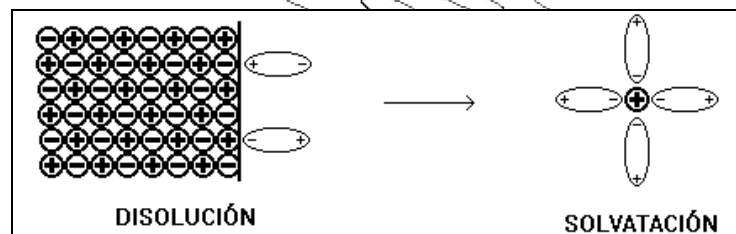


Un enlace de este tipo, con separación de cargas, es un enlace covalente polar. **Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados, mayor será la polaridad del enlace**

Muchas de las propiedades del agua se derivan de la polaridad de sus enlaces O-H. La molécula de agua no es lineal (ángulo de 104° entre los enlaces O-H) por lo que presenta una zona con carga negativa y otra con carga positiva, esto es un dipolo (figura):



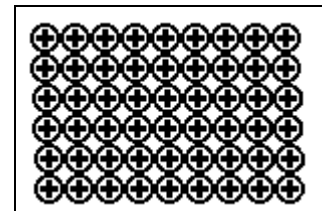
Este dipolo es el responsable de la solubilidad sustancias iónicas en agua. La parte negativa del dipolo atrae a los cationes situados en la pared exterior de la red del compuesto iónico, mientras que la parte positiva atrae los aniones. De esta forma, si la atracción ion-dipolo es suficientemente intensa para vencer las atracciones internas de la red, los iones son arrastrados al seno del disolvente (**disolución**) y después rodeados por las moléculas del mismo (**solvatación**).



## 4. EL ENLACE METÁLICO

Como sabemos, los átomos metálicos tienen tendencia a perder electrones. Cuando los metales forman enlaces entre sí, como sucede en una barra de hierro o en una aleación (mezcla de metales) como bronce o latón, aquellos pierden sus electrones de valencia de modo que los cationes metálicos pasan a formar una red tridimensional, como en el enlace iónico, pero sólo con cargas positivas.

Los electrones que han perdido los átomos quedan entre los cationes dando lugar a una "nube electrónica" deslocalizada (pueden moverse libremente a través de toda la red) que evita las repulsiones entre los cationes.



## 5- PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

### 5.1. ESTADOS DE LA MATERIA

El estado físico de un cuerpo depende de las posiciones relativas y la movilidad de las partículas que lo constituyen, de la siguiente forma:

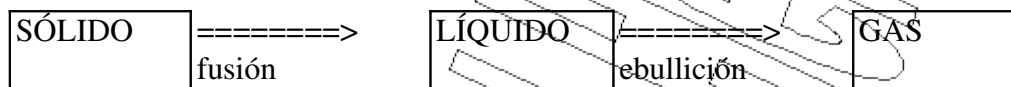
Sólidos ..... partículas juntas y fijas  
 Líquidos ..... " juntas y móviles  
 Gases ..... " separadas y móviles

Se sabe que para cada sustancia la energía cinética de las partículas que la forman está relacionada con la temperatura: a mayor temperatura corresponde mayor energía cinética, esto es mayor movilidad. En consecuencia, la temperatura provoca la dispersión de las partículas.

Entre las partículas que constituyen cualquier sustancia existen siempre fuerzas de atracción:

| ENLACE              | FUERZAS   |
|---------------------|---|
| Iónico              | Electrostáticas entre cationes-aniones          |
| Metálico            | Electrostáticas entre cationes-nube electrónica |
| Covalente molecular | Fuerzas intermoleculares débiles                |

El estado físico (sólido, líquido o gas) de una sustancia a cierta temperatura es el resultado de la competencia entre las fuerzas de atracción entre las partículas que lo forman y la dispersión provocada por la temperatura. Si las primeras son grandes en relación a la tendencia a la dispersión térmica la sustancia es sólida; si sucede lo contrario, es un gas.



Las fuerzas de atracción entre partículas son diferentes para cada sustancia. Por ello, cada una tiene sus propias temperaturas de fusión y ebullición, diferentes de las demás: cuanto mayores son estas fuerzas, más se ha de elevar la temperatura para convertir el sólido en líquido y posteriormente en gas. En general, todas las sustancias pueden presentarse en los tres estados de la materia: que estén en uno u otro estado depende de la temperatura.

En los compuestos con enlaces iónico o metálico las fuerzas entre las partículas son relativamente grandes. Por contra, las fuerzas entre las moléculas covalentes (fuerzas intermoleculares) son, en general, bastante más débiles. Ello hace que los compuestos covalentes tengan mucha mayor tendencia al estado gaseoso que los otros.

## 5.2. CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

La conducción de la corriente eléctrica se realiza por medio de **cargas eléctricas móviles**. Por ello, una sustancia conductora de la electricidad debe poseer partículas cargadas (electrones o iones, normalmente) con suficiente libertad de movimiento.

Los **compuestos iónicos** no son conductores en estado sólido puesto que los iones que forman la red se hallan "fijos" en la misma; sin embargo, si el compuesto iónico se funde (estado líquido) o se disuelve, los iones alcanzan la movilidad suficiente y estos compuestos conducen la electricidad.

Los **compuestos covalentes moleculares** en estado puro, no suelen conducir la corriente, puesto que las moléculas que los forman son eléctricamente neutras y las cargas que poseen, como los electrones, no pueden desplazarse fuera de la molécula.

Los **metales** conducen muy bien la corriente en estado sólido o líquido como consecuencia de la movilidad de los electrones de la "nube electrónica".

### 5.3. SOLUBILIDAD EN AGUA

Como vimos anteriormente, los **compuestos iónicos**, en general, son solubles en agua.

Los **compuestos covalentes** pueden ser solubles o no y en este curso no estudiaremos su posible solubilidad.

Los **metales**, en general, no son solubles en agua.

Club Agua Hielo Agua