

# ENLACE QUÍMICO (SÍNTESIS DEL TEMA)

Juan Francisco González Hernández

## Resumen

Se resumen los contenidos y conceptos del tema de enlace químico.

## Índice

<b>1. INTRODUCCIÓN</b>	<b>3</b>
1.1. Energía de enlace . . . . .	3
1.2. Regla del octete ( u octeto) . . . . .	4
<b>2. MODELOS DE ENLACE QUÍMICO</b>	<b>4</b>
<b>3. ENLACE IÓNICO</b>	<b>5</b>
3.1. Formación y definición . . . . .	5
3.2. Valencia iónica o electrovalencia . . . . .	6
3.3. Redes iónicas. Número de coordinación . . . . .	6
3.4. Propiedades de los compuestos iónicos . . . . .	7
<b>4. ENLACE COVALENTE</b>	<b>8</b>
4.1. Modelo de Lewis . . . . .	8
4.2. Multiplicidad del enlace covalente . . . . .	9
4.3. Enlace covalente coordinado ( o dativo) . . . . .	9
4.4. Polaridad del enlace covalente . . . . .	9
4.5. Covalencia y número de oxidación . . . . .	10
4.6. Determinación de estructuras de Lewis . . . . .	11
4.7. Geometría molecular . . . . .	12
<b>5. FUERZAS INTERMOLECULARES</b>	<b>16</b>
5.1. Fuerzas de Van der Waals: dipolo-dipolo, dispersión . . . . .	16
5.2. Enlace de hidrógeno o “puente” de hidrógeno . . . . .	17

<b>6. PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES</b>	<b>17</b>
6.1. Compuestos moleculares . . . . .	17
6.2. Sólidos covalentes de red . . . . .	18
<b>7. ENLACE METÁLICO</b>	<b>18</b>
7.1. Modelo del gas o nube electrónica . . . . .	19
7.2. Modelo del estado sólido metálico . . . . .	19
7.3. Propiedades del enlace metálico . . . . .	19

# 1. INTRODUCCIÓN

Las sustancias no suelen encontrarse, como sabemos, en forma de sustancias puras sino de compuestos o mezclas. En este tema analizamos la importante cuestión de entender cómo se forman los compuestos, a través del concepto de **enlace químico**.

Se llama *enlace químico* al conjunto de interacciones ( de origen fundamentalmente electromagnético) que mantienen unidas a las partículas, ya sean átomos, moléculas o iones.

## 1.1. Energía de enlace

Cuando se establece el enlace químico entre dos átomos, se produce una variación o cambio en la energía de los mismos. Esto se observa representando la variación de energía de un sistema, por ejemplo dos átomos de hidrógeno, cuando se acercan. Podríamos establecer una serie de etapas en la formación del enlace que ligaría dichos átomos de hidrógeno ( u otros dos cualesquiera) para formar una molécula ( en nuestro caso la molécula diatómica de hidrógeno):

- Inicialmente, antes de aproximarse, la energía total del sistema formado por los dos átomos será cero, al estar muy separados ( no interactúan) la energía potencial entre ambos será nula ( o muy pequeña o despreciable realmente), y, entonces, se considera que no interactúan y son dos cuerpos independientes.
- Al comenzar a acercarse los átomos, éstos interactúan de manera que aparecen interacciones electrostáticas entre las cortezas electrónicas de los mismos. Cuando la energía es de atracción, la energía del sistema de las dos partículas disminuye y se considera que empieza a “formarse el enlace” entre ambos.
- Cuanto más se acercan, más disminuye la energía del sistema, hasta alcanzar un punto en el que la energía es mínima. Si en ese punto se acercaran otros átomos, aparecerían fuerzas de repulsión originadas por la repulsión entre núcleos atómicos y las capas de electrones, por lo que aumentaría la energía del sistema. De esta forma, el sistema podría aparecer inestabilidad, esto es, perdería la estabilidad que le proporciona estar enlazados, en situación de energía mínima.

La distancia entre dos, o más, átomos en la que la energía es mínima recibe el nombre de *distancia de enlace*. El hecho de que se reduzca la energía del sistema al formarse un enlace químico, debido a que la energía se conserva, significa que debe desprenderse cierta energía durante su formación. Dicha energía puede llamarse también energía de enlace.

## 1.2. Regla del octete ( u octeto)

Los gases nobles, grupo 18 o grupo cero por algunos autores, presentan una gran estabilidad y no tienden, salvo en circunstancias muy específicas, a combinarse con otros elementos. Esta excepcionalidad se atribuye a la estructura electrónica que poseen en la capa de valencia, en el caso del helio  $1s^2$ , y en el resto una estructura general en forma de configuración  $ns^2np^6$ . Esta estabilidad de los gases nobles, y la tendencia de los elementos químicos a asociarse para adquirir la forma de un gas noble llevó al químico G.N.Lewis y al físico W.Kossel a proponer en 1916 la conocida como *regla del octeto* ( u octete):

La configuración electrónica que posee 8 electrones en el último nivel o capa ( electrones de valencia) es especial y fundamentalmente estable, por lo que los elementos químicos tienden o buscan alcanzar dicha configuración al combinarse.

Debe hacerse notar que en el enlace químico sólo suelen usarse los electrones del último nivel energético, aunque hay excepciones. Igual ocurre con la regla del octete. Más adelante se descubrió que la norma presentaba numerosas excepciones. Por esta razón, es una regla y no un principio general o ley. Sirve, no obstante, para explicar la estructura de numerosos compuestos.

Lewis, además, inventó un sistema gráfico para representar el enlace químico en función de sus electrones de valencia. Es lo que se denomina estructura de Lewis: se dibuja el símbolo del elemento y a su alrededor los electrones de valencia con puntos o cruces.

## 2. MODELOS DE ENLACE QUÍMICO

Se puede agrupar a las diferentes sustancias en distintos modelos de enlace químico, debido al hecho empírico de que las propiedades de una sustancia dependen de la forma en que están enlazadas, y, además, esto es consecuencia de su estructura electrónica. Por eso es también muy útil conocer la Tabla Periódica. De esta forma, a partir de sus propiedades, podemos agrupar a

las sustancias en tres grandes grupos o modelos diferentes de enlace químico: **enlace iónico**, **enlace covalente** y **enlace metálico**.

Sin embargo, esta clasificación no es del todo precisa porque hay sustancias que presentan propiedades que no se corresponden con las que les corresponderían siendo de un tipo concreto de los tres anteriores tipos de enlace. Por ejemplo, el yodo molecular,  $I_2$ , o el ácido clorhídrico  $HCl$  son sustancias covalentes que poseen características que no les corresponde por ser de ese tipo de enlace. En síntesis, a pesar de la clasificación en tres grupos de sustancias, hay situaciones intermedias de enlace químico entre cualesquiera dos de ellas.

### 3. ENLACE IÓNICO

Sabemos, de la clasificación de los elementos de la Tabla Periódica, que los elementos se clasifican en no metales, metaloides y metales. En particular, los metales son antitéticos de los no metales:

- Los elementos metálicos son poco electronegativos, más bien son electropositivos y tienden a formar cationes.
- Los elementos no metálicos son, en general, bastante electronegativos y tienden a ganar electrones, por lo que tienden a formar aniones.

#### 3.1. Formación y definición

El enlace iónico es la interacción que se establece por la transferencia de electrones de un elemento metálico y uno no metálico ( muy especialmente entre elementos de los grupos 1 y 2, y en menor medida de los grupos 3 al 12, con elementos de los grupos 16 y 17 especialmente, y en menor medida con los de los grupos 13, 14 y 15). La unión tiene lugar mediante una atracción de tipo electrostática especialmente intensa entre los cationes y aniones formados.

Algunos ejemplos de sustancias iónicas lo constituyen las sales neutras como el cloruro de sodio o el fluoruro de litio. También lo son, con algunas excepciones, los hidruros de los grupos 1 y 2 ( el hidruro de potasio o el hidruro de calcio), los óxidos, sulfuros y haluros de los grupos 1 al 13 ( que contienen los iones  $O^{2-}$ ,  $S^{2-}$ ,  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ) y las oxisales de los grupos 1 al 13 con los oxoaniones de los elementos no metálicos siguientes C, N, P, S, Cl, Br, I ( nitratos, sulfatos, carbonatos, cloratos y percloratos,...). Debe recordarse también que **los iones no forman moléculas** por sí solos.

### 3.2. Valencia iónica o electrovalencia

Se llama **valencia iónica** de un elemento al valor de la carga positiva o negativa del ión que ha formado dicho elemento. Como regla general, aunque no siempre precisa, si un elemento tiene menos de cuatro electrones en su última capa, tiende a perderlos para lograr el octeto de la capa anterior. Los elementos con cuatro o más electrones, pueden tanto perderlos como ganarlos, y para ellos es también posible verlos formando enlaces covalentes ( véase la próxima sección), mediante la compartición de electrones. En el caso que nos ocupa de la valencia iónica, el sodio tiene valencia iónica de +1, porque pierde un electrón quedando cargado positivamente con una carga igual a la del valor absoluto del electrón. El calcio tiene valencia iónica de +2 porque pierde dos electrones de la última capa y así se queda también con el octeto de la capa anterior.

Conociendo las valencias iónicas de los elementos permite determinar las fórmulas químicas de los compuestos que forman. Para ello, sólo es necesario aplicar el principio de *neutralidad eléctrica*: **todo compuesto iónico es eléctricamente neutro**. Una precaución que debe ser siempre recordada, sin embargo, es que los compuestos iónicos no forman moléculas, y, entonces, los subíndices en una fórmula de un compuesto iónico sólo indican la proporción en que se combinan los iones correspondientes al “cristal” o “red” de tipo iónico que integran.

### 3.3. Redes iónicas. Número de coordinación

Una de las características principales de los compuestos iónicos es que forman sólidos cristalinos o cristales, es decir, estructuras ordenadas en el espacio en donde los cationes y aniones ocupan posiciones más o menos fijas con una cierta geometría espacial de tipo periódico, que se repite por el espacio. La ordenación espacial y geométrica de los átomos depende de varios parámetros, que varían de unos compuestos iónicos a otros, y son especialmente importantes dos:

- **Carga eléctrica.** Como hemos mencionado anteriormente, se debe cumplir el principio de neutralidad eléctrica, con lo que la carga total debe ser nula.
- **Tamaño de los iones.** Los iones se colocan, de acuerdo a su tamaño relativo, de forma que se deje el menor espacio vacío posible y se mantenga, aproximadamente, la misma distancia de enlace entre todos ellos.

En cada ión con cierta geometría, cada uno está rodeado de un cierto número de iones del signo contrario. El número de iones, del signo opuesto, que rodea a uno se llama *número de coordinación*. Para la sal común, el cloruro de sodio, este número vale 6.

En las estructuras cristalinas, los iones están *casi* en contacto los unos con los otros, pero no hay enlaces concretos de ión a ión. Esto es, insistimos en esta idea importante, **no existen moléculas iónicas**. Y, además, se dice que el enlace *no está direccionado*.

### 3.4. Propiedades de los compuestos iónicos

Las propiedades de este enlace son las siguientes:

1. Son **sólidos a temperatura ambiente**. Explicación: las fuerzas que unen los iones, de tipo eléctrico, son muy intensas, lo que provoca que los iones tengan muy poca movilidad.
2. Tienen **puntos de fusión y ebullición elevados**. Explicación: igual que la propiedad anterior, se debe a que debilitar las fuerzas eléctricas que unen los iones requiere bastante energía, lo que equivale, en cierta forma, a una temperatura elevada.
3. Son **duros y difíciles de rayar**. Explicación: rayar significa romper parte de los enlaces que mantiene juntos los iones, que es difícil por las fuerzas electrostáticas, y la dureza se explica, de igual forma, por la intensidad de las fuerzas entre los iones.
4. Son **solubles en agua y en disolventes iónicos o polares** ( disolventes que poseen cargas eléctricas móviles, como el agua o amoníaco). Explicación: las disolventes polares, gracias a sus cargas móviles, logran desplazar los iones del cristal iónico que se encontraban fijos. Un compuesto no polar o poco polar, como los disolventes orgánicos, encontrarán muchas dificultades para provocar este desplazamiento y disolver el compuesto iónico.
5. Son **frágiles**. Explicación: cualquier desplazamiento en el cristal iónico de los iones, provocará un incremento de las fuerzas de repulsión y la rotura del cristal.
6. En estado **sólido no conducen la electricidad**, pero **sí conducen la electricidad si están disueltos o fundidos** debido a la movilidad de las cargas eléctricas.

7. Tienen lugar entre un elemento metálico y uno no metálico. En general son compuestos de los grupos 1 y 2 con los de los grupos 16 y 17, aunque hay excepciones.
8. Tienen una **estructura cristalina** u ordenada y periódica en el espacio, llamada cristal iónico. El número de iones positivos que rodea a uno negativo se llama número de coordinación.

## 4. ENLACE COVALENTE

Existen sustancias y compuestos que no pueden ser consideradas desde el punto de vista de los enlaces iónicos. En particular, estas sustancias son también neutras y están formadas por átomos y no por iones. El origen de la naturaleza de este nuevo tipo de enlace será estudiado en los siguientes apartados.

### 4.1. Modelo de Lewis

Lewis intentó establecer un modelo para las denominadas sustancias covalentes:

**“El enlace covalente se forma al compartirse uno o más pares de electrones, de forma que los átomos cumplan la regla del octeto.”**

A diferencia del enlace iónico, en el que un átomo muy electronegativo aceptaba los electrones de un átomo muy electropositivo o poco electronegativo, en el enlace covalente los electrones no se ceden sino que se comparten. Un ejemplo es la molécula diatómica de flúor. Usando la representación del diagrama de Lewis, y la configuración electrónica se observa que el flúor diatómico se obtiene por compartición de un par de electrones en la capa de valencia por un par de átomos de flúor. Además, se observa que hay unos **pares de electrones compartidos** (de valencia), mientras que existen unos electrones que no intervienen en el enlace, denominados **pares solitarios**.

Un fenómeno que se descubrió después históricamente, fue que existían sustancias covalentes en las cuales no se podía explicar el llamado orden de enlace debido a que su estructura de Lewis no podía albergar el octete electrónico.

## 4.2. Multiplicidad del enlace covalente

Es posible en el enlace covalente, compartir más de un par de electrones. Esto es, es posible enlaces múltiples (dobles y triples solamente). El tipo de enlace múltiple formado se llama orden de enlace. Un enlace simple tiene orden uno, uno doble tiene orden dos y uno triple tiene orden tres.

Un ejemplo de enlace covalente simple está en la molécula de agua. En el dióxido de carbono, por contra, se observa la formación de enlaces dobles entre el carbono y el oxígeno. Finalmente, la molécula diatómica de nitrógeno es un ejemplo de compuesto que presenta un enlace triple entre dos átomos de nitrógeno.

Como norma general, cuanto mayor es el número de pares de electrones compartidos, más fuerte es el enlace. Esto se comprueba en dos hechos diferentes:

- Cuantos más electrones se comparten en los átomos, más próximos estarán entre sí. A mayor orden de enlace, menor es la distancia que separa los pares de electrones compartidos.
- Para romper un determinado enlace es necesario aplicar una determinada energía, llamada energía de disociación, que es mayor cuanto mayor es el orden del enlace.

## 4.3. Enlace covalente coordinado ( o dativo)

Hay otra posibilidad, mecanocuánticamente hablando, para formar un enlace covalente. Que es cuando un átomo aporta todos los pares de electrones del enlace, mientras que el otro átomo aporta un orbital donde se acaban situando dichos pares electrónicos. Este tipo de enlace se llama **enlace covalente coordinado o dativo**. Ejemplos de este tipo de enlace se da en las especies químicas conocidas como amonio ( $H_3O^+$ ) e hidronio ( $NH_4^+$ ).

## 4.4. Polaridad del enlace covalente

En el momento en que dos átomos comparten electrones, no puede decirse que pertenezcan a ninguno de ellos, sino a ambos y se distribuyen en forma de una especie de nube ( u orbital “molecular” no atómico) alrededor de los mismos. En función de la electronegatividad de los átomos que forman el enlace podrán producirse diferentes situaciones:

- **Misma electronegatividad.** Los electrones, en este caso, estarán distribuidos de forma simétrica entre los dos átomos. Ejemplo: oxígeno molecular, hidrógeno molecular, etc.
- **Diferente electronegatividad.** En este caso, los electrones se dirigirán mayor probabilidad en la dirección del elemento más electronegativo. Ejemplo: cloruro de hidrógeno, agua, . . . . El átomo del elemento más electronegativo adquiere entonces una pequeña carga parcial negativa, y el átomo menos electronegativo adquiere una carga parcial positiva.

En el caso de que las sustancias covalentes tengan una distribución asimétrica de cargas positivas y negativas, y, por lo tanto, de carga total, en enlace covalente se llama polar. La magnitud física y química que mide esta propiedad de *polaridad de enlace*, se llama **momento dipolar** y es un vector. Matemáticamente se define como sigue:

$$\vec{\mu} = \sum_i q_i \Delta \vec{d}_i$$

y en donde  $q_i$  son las cargas, y  $d_i$  son los vectores de posición de dichas cargas respecto de un origen determinado. La polarización aumenta con la diferencia de electronegatividad de los átomos, hasta llegar a un punto en que se queda el átomo más electronegativo con todos los pares de electrones, que sería el caso de enlace iónico. Desde este punto de vista, un enlace iónico se podría entender como un enlace covalente totalmente (o muy) polarizado.

## 4.5. Covalencia y número de oxidación

Se llama **covalencia** o **valencia covalente** de un elemento al número de pares de electrones que comparte. Sin embargo, en enlaces covalentes de tipo polar es difícil determinar este número (puede ser calculado experimentalmente y salir decimal, por ejemplo), por lo que es necesario un número o índice que fije esta posibilidad. Este índice es precisamente el llamado número de oxidación (que es el que aprendemos al estudiar las valencias del Sistema Periódico).

Se llama **número de oxidación** a la carga que tendría una sustancia (átomo o compuesto covalente) si cada par electrónico compartido perteneciera totalmente al elemento más electronegativo de una sustancia enlazada en forma de enlace covalente. Para determinar este número de oxidación en un compuesto (a parte de conocer las valencias) se aplica una serie de reglas:

1. Un elemento aislado tiene número de oxidación cero.

2. El número de oxidación del hidrógeno es  $+1$ , salvo en los hidruros metálicos, en donde actúa con valencia  $-1$ .
3. El número de oxidación del oxígeno en los óxidos y demás compuestos es  $-2$ , salvo en los peróxidos, donde actúa con número de oxidación  $-1$ .
4. El número de oxidación del flúor es siempre  $-1, +1, +7$ .
5. La suma de los número de oxidación de todos los elementos en un compuesto coincide con su carga. Si el compuesto es neutro, la carga total será cero.

Así pues, las “valencias” que nos estudiamos a la hora de formular son realmente, de forma más precisa, los números de oxidación de los diferentes elementos.

#### 4.6. Determinación de estructuras de Lewis

En moléculas diatómicas o triatómicas es sencillo y fácil calcular y dibujar estructuras de Lewis. Si hay más átomos que tres, la estructura de Lewis se complica. Usaremos un ejemplo, el ácido nítrico,  $HNO_3$ , para exponer de forma razonada la forma de proceder para calcular la estructura de Lewis. Los pasos son los que citamos a continuación:

1. Se realiza un esquema de la distribución de átomos. En nuestro ejemplo, un ácido, el nitrógeno será el elemento central, y los otros dos, oxígeno e hidrógeno serán átomos unidos de forma lateral al mismo.
2. Se calcula el número de electrones de valencia que participan en los enlaces. En nuestro ejemplo, el nitrógeno tiene cinco electrones de valencia, el oxígeno posee seis y el hidrógeno aporta un electrón. El número total de electrones son, en nuestro ejemplo, 24.
3. Se distribuyen electrones de modo que cada átomo cumpla la regla del octeto. Primero se realiza sobre el átomo central. Y si sobran, con este último sobre él. Ha de notarse que el hidrógeno sólo puede tener a su alrededor dos electrones ( octete reducido) y que hay muchas especies químicas que no siguen la regla del octete. Por ejemplo, los compuestos de hidrógeno, berilio o el boro, y bastantes compuestos del azufre, y de otros elementos de los no metales. Existen compuestos hipervalentes e hipovalentes respecto a la norma del octete ( menos de 8 o más de 8 alrededor del elemento central, respectivamente).

4. Si tras la previa distribución de electrones el átomo no tiene el octeto, uno o más pares de electrones pueden formar enlaces múltiples o ser pares solitarios.
5. Calculamos la carga formal de cada átomo, esto es, el exceso o defecto de electrones de valencia. Se hace con la ecuación:

$$Q_f = (N_{ecomval} - N_{enocom}) - \frac{1}{2}N_{necom}$$

en donde vemos que la carga formal es igual a la resta de número de electrones de valencia compartidos menos el número de electrones no compartidos, menos la mitad de los electrones compartidos. Para nuestro caso del ácido nítrico, esto nos da para el nitrógeno +1, para el oxígeno unido al hidrógeno 0, para el oxígeno unido al nitrógeno con enlace doble 0, y para el oxígeno unido al nitrógeno con enlace simple -1.

6. Si el átomo cenral pertenece al tercer período o siguientes, se forman más enlaces múltiples con el propósito de eliminar el mayor número de cargas formales posibles, pudiéndose ampliar o reducir el octeto. En nuestro ejemplo, el nitrógeno es del segundo período y no es necesario este punto.

## 4.7. Geometría molecular

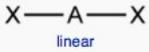
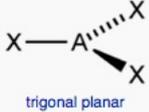
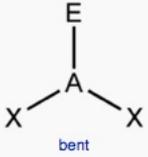
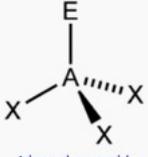
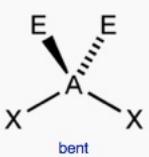
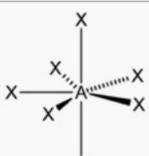
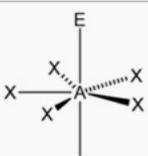
A pesar de la utilidad de las estructuras de Lewis, éstas no nos indican directamente la geometría espacial o plana que puedan tener las moléculas. La forma de entender la geometría de la molécula se hace usando cualitativamente principios de la denominada Teoría de la repulsión electrónica de la capa de valencia. El único postulado que estudiaremos en este curso es el siguiente:

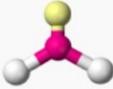
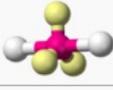
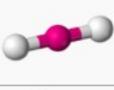
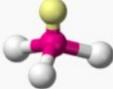
Los pares de electrones de valencia del átomo central se repelen entre sí, de forma que la distribución más estable, de mínima energía, se obtiene cuando los pares de electrones de valencia están lo más separados posible.

La consecuencia es que cuando sólo 2 haya pares electrónicos, se colocarán de forma lineal, si son tres en triángulo, y si son cuatro según un tetraedro. El problema aparece cuando hay pares de electrones solitarios E, y también un átomo central X junto a un elemento no central A. Aún así, pese a que las moléculas sean poliatómicas, y no tengan una geometría simple porque

los ángulos de enlace no sean exactamente los esperados en todos los casos, aproximadamente tendrán una forma según el siguiente cuadro ( clasificación A-X-E):

Bonding Electron Pairs	Lone Pairs	Electron Domains	Shape	Ideal Bond Angle (example's bond angle)	Example	Image
2	0	2	linear	180°	BeCl <sub>2</sub>	
2	1	3	bent	120° (119°)	SO <sub>2</sub>	
2	2	4	bent	109.5° (104.5°)	H <sub>2</sub> O	
2	3	5	linear	180°	XeF <sub>2</sub>	
3	0	3	trigonal planar	120°	BF <sub>3</sub>	
3	1	4	trigonal pyramidal	109.5° (107.5°)	NH <sub>3</sub>	
3	2	5	T-shaped	90°, 180° (87.5°, < 180°)	ClF <sub>3</sub>	
4	0	4	tetrahedral	109.5°	CH <sub>4</sub>	
4	1	5	seesaw	180°, 120° (173.1°, 101.6°)	SF <sub>4</sub>	
4	2	6	square planar	90°	XeF <sub>4</sub>	
5	0	5	trigonal bipyramidal	90°, 120°	PCl <sub>5</sub>	
5	1	6	square pyramidal	90° (84.8°)	BrF <sub>5</sub>	
6	0	6	octahedral	90°	SF <sub>6</sub>	

Steric No.	Basic Geometry 0 lone pair	1 lone pair	2 lone pairs	3 lone pairs
2	 linear			
3	 trigonal planar	 bent		
4	 tetrahedral	 trigonal pyramid	 bent	
5	 trigonal bipyramid	 seesaw	 T-shaped	 linear
6	 octahedral	 square pyramid	 square planar	
7	 pentagonal bipyramid	 pentagonal pyramid		

Molecule Type	Shape	Electron arrangement <sup>†</sup>	Geometry <sup>‡</sup>	Examples
$AX_1E_n$	Diatomic			HF, O <sub>2</sub>
$AX_2E_0$	Linear			BeCl <sub>2</sub> , HgCl <sub>2</sub> , CO <sub>2</sub>
$AX_2E_1$	Bent			NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> , SO <sub>2</sub> , O <sub>3</sub>
$AX_2E_2$	Bent			H <sub>2</sub> O, OF <sub>2</sub>
$AX_2E_3$	Linear			XeF <sub>2</sub> , I <sub>3</sub> <sup>-</sup>
$AX_3E_0$	Trigonal planar			BF <sub>3</sub> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , SO <sub>3</sub>
$AX_3E_1$	Trigonal pyramidal			NH <sub>3</sub> , PCl <sub>3</sub>
$AX_3E_2$	T-shaped			ClF <sub>3</sub> , BrF <sub>3</sub>
$AX_4E_0$	Tetrahedral			CH <sub>4</sub> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
$AX_4E_1$	Seesaw			SF <sub>4</sub>
$AX_4E_2$	Square Planar			XeF <sub>4</sub>
$AX_5E_0$	Trigonal Bipyramidal			PCl <sub>5</sub>
$AX_5E_1$	Square Pyramidal			ClF <sub>5</sub> , BrF <sub>5</sub>

$AX_6E_0$	Octahedral			$SF_6$
$AX_5E_1$	Pentagonal pyramidal			$XeF_6$
$AX_7E_0$	Pentagonal bipyramidal			$IF_7$

† Electron arrangement including lone pairs, shown in pale yellow

‡ Observed geometry (excluding lone pairs)

## 5. FUERZAS INTERMOLECULARES

Las fuerzas intermoleculares son aquellas interacciones que mantienen unidas a las moléculas entre sí. Permiten, también, la formación de líquidos y sólidos debido a que, de no existir, sólo existiría el estado gaseoso. Hay dos tipos principales: Van der Waals y enlace de hidrógeno.

### 5.1. Fuerzas de Van der Waals: dipolo-dipolo, dispersión

Hay dos tipos: fuerzas de tipo dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión.

Las fuerzas de **tipo dipolo-dipolo** son aquellas que aparecen en moléculas con dipolos permanentes, es decir, polares. Se produce por la atracción electrostática entre extremos cargados con signos opuestos de las moléculas.

Las fuerzas de **dispersión** aparecen en las moléculas no polares, en aquellas que no tienen asimetrías de carga. Sin embargo, como los electrones no están fijos, sino en movimiento aparecen asimetrías en pequeños intervalos de tiempo en la distribución de carga, lo que genera *dipolos instantáneos*, produciéndose la atracción entre moléculas cercanas. Estas “fluctuaciones” o pequeños cambios en la distribución de carga de la molécula explica la atracción débil, pero continua, de estas moléculas.

## 5.2. Enlace de hidrógeno o “puente” de hidrógeno

Es un tipo especialmente particular e importante de fuerza intermolecular. Se produce cuando el hidrógeno interactúa o enlaza con átomos pequeños muy electronegativos, de hecho el flúor, el oxígeno y el nitrógeno ( F,O,N). El hidrógeno se polariza de forma muy electropositiva y se ve atraído por el extremo negativo de otra molécula u átomo. Es un enlace de fuerza intermedia entre los enlaces iónico, covalente y metálico, y las fuerzas de Van der Waals. Ejemplos típicos de sustancias que presentan esta fuerza intermolecular son el agua, el amoníaco y el fluoruro de hidrógeno.

Las sustancias con este enlace presentan, en contraste con otras sustancias covalentes, puntos de fusión y ebullición más altos de lo que cabría esperar si fueran sustancias covalentes puras propiamente dichas, en comparación con el resto de hidruros en concreto.

## 6. PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES

Las características de los compuestos covalentes dependen de si las sustancias están formadas por moléculas unidas por fuerzas intermoleculares (**compuestos moleculares**) o se trata de redes covalentes tridimensionales (**sólidos o redes covalentes**).

### 6.1. Compuestos moleculares

Son aquellos formados por moléculas y sus propiedades no dependen de las características del enlace covalente sino de las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas sus moléculas, mucho más débiles que otro tipo de interacciones. Sus propiedades más representativas son las siguientes:

- Se producen entre los elementos más electronegativos, especialmente de los grupos 16 y 17, también algunos de los grupos 15 y 14.
- Son normalmente gases o líquidos a temperatura ambiente,  $N_2, O_2, \dots$  y, en raras ocasiones sólidos como el  $I_2$ .
- Los puntos de fusión y ebullición son bajos o muy bajos, en los compuestos no polares, y algo más elevados en los compuestos polares. También influye la forma de la molécula en este asunto.

- Como norma general, no conducen la electricidad. Hay pocas excepciones a esta regla.
- Se disuelven en disolventes polares como el agua, o no polares como el benceno o el éter, según la molécula sea polar o no polar, respectivamente.

## 6.2. Sólidos covalentes de red

Son aquellos compuestos formados por una red cristalina de átomos unido por enlaces covalentes. Se obtiene a partir de elementos ligeros de la tabla periódica, tales como el carbono, el boro, el silicio, el nitrógeno y el fósforo. Los ejemplos más usuales de este tipo de sustancias son el carbono en estado diamante, el carbono en estado grafito, el cuarzo u óxido de silicio (IV), el carburo de silicio o el nitruro de boro.

Al no existir moléculas, las propiedades son un reflejo de las propiedades del enlace covalente, muy fuerte, y no de las fuerzas intermoleculares. Esto conlleva un conjunto muy singular de propiedades:

- Son sólidos de gran dureza y elevado punto de fusión y ebullición, debido a la fortaleza del enlace covalente.
- Es un enlace direccionado, donde las uniones entre un átomo y otro están diferenciadas de forma precisa.
- Tienen baja coordinación, siendo comunes las estructuras tetraédricas como la del cuarzo.
- En general, al no existir iones ni electrones libres, no son conductores de la electricidad o el calor.
- No son solubles en ningún disolvente a no ser que reaccionen con él.

## 7. ENLACE METÁLICO

Se producen en los metales, cuando solapan todas las capas de valencia de los iones del metal, de forma que se crea una nube electrónica por la que se mueven libremente los electrones, mientras que los iones metálicos generan una especie de red, cuyo tamaño depende del tamaño de los iones. Esta red metálica es diferente a la red iónica debido a las distintas cualidades y características de los metales, frente a los compuestos iónicos.

## 7.1. Modelo del gas o nube electrónica

Para explicar las propiedades del enlace metálico, se usa un sencillo modelo, denominado modelo del “gas” o “nube” electrónica. Según esta idea, se considera la teoría de que el metal está constituido por una red cristalina de iones positivos, mientras que los electrones de valencia del metal se mueven con libertad por los huecos de la red, o al solapar los orbitales de valencia de los mismos según el modelo cuántico.

Este modelo explica con sencillez la conductividad eléctrica de los metales.

## 7.2. Modelo del estado sólido metálico

Según la teoría cuántica, el solapamiento de los orbitales electrónicos en un metal genera una estructura en forma de bandas de energía. Se distingue entre la banda de conducción y la banda de valencia, sin separación alguna. En los no metales, hay mucha distancia entre dichas bandas de energía, mientras que en los llamados metaloides y en los semiconductores es una distancia pequeña, que pueden superar con cierta energía.

Los metales, en el modelo de estado sólido, hay una clasificación en 7 sistemas cristalinos, que constituyen 14 estructuras diferentes llamadas **redes de Bravais**. Algunos ejemplos de sistemas cristalinos son:

- **Red hexagonal compacta**, o *panal de abeja*. La estructura se basa en un prisma hexagonal con átomos situados en los vértices, en el centro de cada base, y tres átomos dentro del prisma, en los huecos dejados por los otros átomos.
- **Red cúbica centrada en las caras**. Los átomos se sitúan en los vértices de un cubo y en el centro de cada cara del cubo.
- **Red cúbica centrada en el cuerpo**. Sobre la base de cuerpo, los átomos se sitúan en los vértices y en el centro del cubo ( no en las caras).

## 7.3. Propiedades del enlace metálico

Las propiedades del enlace metálico son las siguientes:

1. Son sólidos a temperatura ambiente y duros, salvo el mercurio.

2. Tienen puntos de fusión elevados, salvo el mercurio, variables.
3. Son densos o muy densos, y no son frágiles.
4. Son buenos conductores de la electricidad y el calor.
5. Son dúctiles ( se pueden hacer hilos ) y maleables ( se pueden laminar).
6. Presentan brillo metálico.
7. Presentan efecto termoeléctrico, fotoeléctrico y piezoeléctrico.

El enlace metálico es un *enlace no direccionado* y posee un elevado número de coordinación.