

# CAPÍTULO 4

## Uniones químicas

*Paula Andrea Conforti*

En la naturaleza, toda la materia que nos rodea está conformada por **átomos**, desde el aire que respiramos y el suelo que pisamos, hasta dentro de cada célula que compone nuestro cuerpo. Los átomos se unen formando **moléculas** o **redes de átomos** (metálicas y cristalinas) siendo los gases nobles (*He, Ne, Ar*) los únicos elementos que se encuentran como átomos aislados sin unirse. Las moléculas pueden estar formadas por uniones entre átomos del mismo elemento (*H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>*) o entre átomos de elementos distintos (*CO, CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, HNO<sub>3</sub>*). Además, las moléculas, pueden reaccionar entre sí y formar moléculas más grandes, dando origen a polímeros cuando se unen moléculas iguales (celulosa, caucho, silicatos), o macromoléculas si se unen moléculas distintas (proteínas, polisacáridos, ácidos nucleicos, etc).

Pero... ¿por qué se unen los átomos?

Como ya vimos en los [Capítulos 2 y 3](#), la configuración electrónica, es decir la distribución de los electrones de un elemento, se relaciona estrechamente con la posición del elemento en la **tabla periódica** y con sus propiedades. Los gases nobles, como mencionamos antes, permanecen sin unirse entre sí o a otros elementos, debido a su elevada estabilidad (poca reactividad), por tener completo su último nivel electrónico con 8 electrones (salvo el *He* que completa su orbital 1s con 2 electrones). G. N. Lewis y I. Langmuir formularon una importante explicación: *los átomos se combinan para adquirir configuraciones electrónicas más estables como las de los gases nobles*. Esta regla es conocida como la "**regla del octeto**". Al combinarse los átomos, la disposición resultante de los núcleos y los electrones tiene una energía menor que la energía total de los átomos por separado.

Según lo que ocurra con los electrones, tendremos tres tipos de enlace

- si se *comparten electrones* entre dos átomos: **enlace covalente**
- si ocurre una *transferencia completa* de electrones de un átomo a otro: **unión iónica**
- si se *comparten electrones entre un gran grupo de cationes*: **unión metálica**

### Enlace covalente

Este tipo de unión se da *entre elementos no metálicos* que, al tener elevada energía de ionización y alta electronegatividad, difícilmente pierden electrones. Los elementos no metálicos

comparten electrones con el objetivo de adquirir cada uno la estructura electrónica estable de un gas noble y forman **moléculas**. De esta manera, los átomos enlazados son más estables que los átomos por separado. En la figura 4.1 se muestran ejemplos de sustancias químicas covalentes sólidas y líquidas.

#### Figura 4.1

Sustancias químicas covalentes: urea ( $NH_2CONH_2$ ), D(+)-maltosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ), ácido nítrico ( $HNO_3$ ), ácido clorhídrico ( $HCl$ )



La distancia entre los átomos unidos mediante enlace covalente se denomina *longitud del enlace*, como son distancias muy pequeñas se expresan en nanómetros, nm ( $10^{-9}$  m) o en angstrom, Å ( $10^{-10}$  m). Por ejemplo, la distancia de enlace  $H - Cl$  es de 1,27 Å, y entre  $H - I$  es 1,608 Å.

Cada par de electrones compartidos forman un enlace donde cada átomo puede aportar uno o ambos electrones del enlace. Según la cantidad de electrones compartidos entre dos átomos, se formarán uniones simples al compartir 2 electrones (como en el caso de  $H_2, F_2, HF, H_2O$ ), uniones dobles al compartir 4 electrones ( $O_2, CO_2$ ) o uniones triples si son 6 los electrones compartidos ( $O_2, HCN$ ). A mayor cantidad de electrones compartidos, la longitud del enlace es menor y será necesaria una mayor energía para romper dicho enlace. Por ejemplo, la distancia entre dos átomos de carbono es de 1,54 Å (simple), mientras que si la unión es doble, la distancia entre los átomos es de 1,34 Å.

Cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos que se unen es muy baja, los electrones se compartirán de igual manera entre los átomos y se dice que el enlace es *covalente no polar*, como ocurre en las moléculas formadas por átomos del mismo elemento como  $H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, S_8$ . Por otro lado, cuando la diferencia de electronegatividad es grande, los electrones del enlace estarán más atraídos por el núcleo del átomo más electronegativo, y el enlace será *covalente polar*. Esta distribución asimétrica de los electrones del enlace permite que se forme un dipolo eléctrico, donde se denota como  $\delta^+$  (densidad electrónica positiva) al átomo menos electronegativo y  $\delta^-$  (densidad electrónica negativa) al de mayor electronegatividad. Por

ejemplo, en los halogenuros de hidrógeno:  $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ , la densidad positiva se encuentra sobre el  $H$ , y la negativa en los halógenos.

La polaridad global de una molécula es el resultado de varios factores: tipo de enlaces entre los átomos, presencia de electrones no compartidos y de la geometría espacial. Pero este tema no será desarrollado ya que excede a los objetivos de este libro.

## Representación de enlaces covalentes mediante estructuras de Lewis

Los símbolos de Lewis son representaciones gráficas útiles de los átomos y sus uniones. Para ello, se escriben los símbolos químicos de los elementos rodeados por puntos, que representan los electrones de la capa externa (electrones de valencia) que son los que se ponen en juego en los enlaces. Este tipo de representaciones se utilizan para los elementos representativos (grupos A), y los electrones de valencia coinciden con el número de grupo. Tomemos como ejemplo el elemento hidrógeno ( $H$ ) que pertenece al grupo 1, período 1, su configuración electrónica es  $1s^1$ . Se representa el símbolo  $H$  con un punto que representa su único electrón. Si tomamos como ejemplo al oxígeno ( $O$ ) que pertenece al grupo VIA o 16, período 2, su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^4$ , entonces su símbolo deberá tener 6 puntos correspondientes a los 6 electrones del último nivel (el nivel 2). En la figura 4.2 se ejemplifican sus símbolos de Lewis.

### Figura 4.2

Símbolo de Lewis del hidrógeno ( $H$ ) y oxígeno ( $O$ )



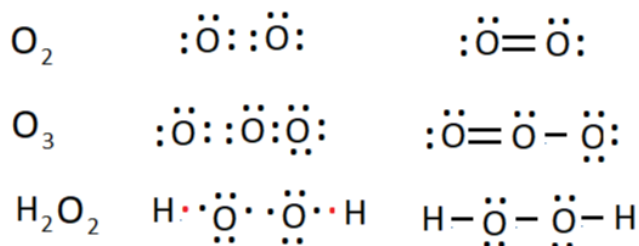
Para facilitar la tarea de deducir la estructura de una molécula a través de las representaciones de Lewis, se establecieron algunas convenciones:

- El par de electrones compartidos entre dos átomos se puede representar como un par de puntos o como un guion o línea entre los símbolos de Lewis. Dos guiones o cuatro puntos representan una unión doble, y tres guiones o 6 puntos una unión triple.
- Los pares de electrones que no forman parte de ningún enlace, los *pares libres*, pueden escribirse o no.
- Para armar la estructura de estos compuestos, se deben distribuir los átomos de la manera más simétrica posible, colocando al no metal menos electronegativo en el centro. Se debe tener en cuenta que como el  $H$  sólo forma un enlace simple, nunca será el átomo central. - Si hay átomos de  $H$  y de  $O$ , se establecerán uniones entre ellos.
- Los átomos de  $O$  se unen entre sí sólo en tres casos representados en la figura 4.3; en la molécula de  $O_2$  gaseoso, en la molécula de ozono ( $O_3$ ) y en los peróxidos (donde dos  $O$  se unen por unión simple y cada  $O$  queda con valencia -1 (aceptando un electrón de otro átomo).

- En el resto de las moléculas que contengan  $O$ , se distribuirán alrededor de otros elementos, como  $P$ ,  $S$ ,  $N$  con los que se unirá ya sea por uniones simples o uniones dobles.

**Figura 4.3**

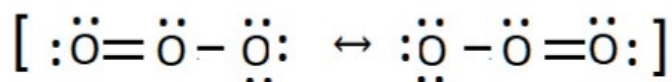
Estructura de Lewis de moléculas donde hay unión entre átomos de oxígeno: oxígeno gaseoso,  $O_{2(g)}$ , ozono,  $O_{3(g)}$ , y peróxido de hidrógeno (o agua oxigenada),  $H_2O_2$



En la Figura 4.3, para la molécula de  $O_3$  se estableció un doble enlace entre dos átomos de  $O$ , el de la izquierda y el  $O$  central, pero en realidad, también puede darse entre el átomo central y el de la derecha. Al medir la longitud del enlace, se encuentra que ambos son iguales y con una longitud intermedia entre un enlace simple y un enlace doble. Cuando ocurre esto, se dice que la molécula es un *híbrido de resonancia*, y cada estructura es una forma resonante, donde el esqueleto es el mismo, pero cambia la ubicación de los enlaces. Las estructuras posibles se escriben entre corchetes y una doble flecha que indica que ambas estructuras son necesarias para describir adecuadamente a la molécula (Figura 4.4).

**Figura 4.4**

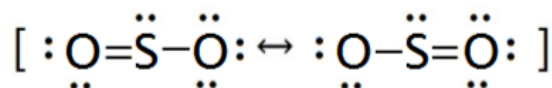
Resonancia entre estructuras de la molécula de ozono,  $O_{3(g)}$



Al igual que el  $O_3$ , moléculas como  $SO_2$  y  $SO_3$  son híbridos de resonancia. En la Figura 4.5 se muestran las estructuras resonantes para la molécula  $SO_2$ , mientras que en la Figura 4.6 se presentan las estructuras resonantes de la molécula  $SO_3$ .

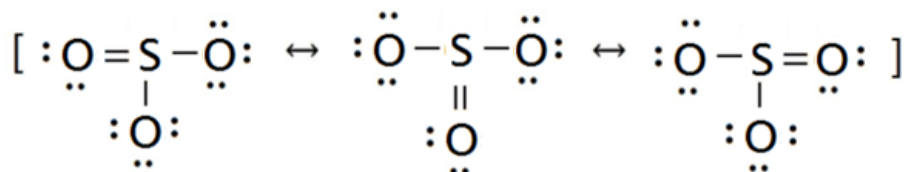
**Figura 4.5**

Estructuras de resonancia de la molécula de  $SO_2$



**Figura 4.6**

Estructuras de resonancia posibles de la molécula de  $SO_3$



Una forma sencilla de armar la estructura de Lewis en un compuesto covalente es calcular la cantidad de enlaces que se formarán mediante la ecuación 1, que surge de considerar que todos los átomos se unen para cumplir la regla del octeto.

$$C = N - D \quad (\text{Ecuación 1})$$

Siendo:

**C:** es el número de electrones **compartidos**.

**N:** es el número de electrones de valencia **necesarios** para que los átomos adquieran la estructura electrónica del gas noble más cercano. Se calcula multiplicando el número de átomos de la fórmula molecular por 8, excepto si contiene átomos de  $H$ , estos se multiplican por 2 (recordar que el  $H$  necesita 2 electrones para adquirir la configuración del  $He$ ).

**D:** es el número de electrones **disponibles** o de valencia. Para calcularlo se suma el número de electrones que aporta cada uno de los átomos que forman la molécula. Este número coincide con el número de grupo de cada átomo como vimos en el [capítulo 3](#). Si la estructura corresponde a un ion,  $D$  se ajusta sumando los electrones extra para los aniones, o restando los electrones cedidos para el caso de los cationes.

Para calcular el *número de enlaces* vamos a dividir **C** a la mitad, ya que cada enlace está formado por 2 electrones compartidos.

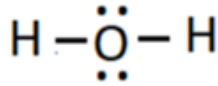
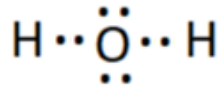
Finalmente, para calcular los electrones **no compartidos (NC)**, que no intervienen en los enlaces, basta con restar a los electrones disponibles los electrones compartidos según la ecuación 2,

$$NC = D - C \quad (\text{Ecuación 2})$$

A continuación, veremos algunos ejemplos en los cuales se aplican las reglas para el armado de estructuras de Lewis para las moléculas de agua ( $H_2O$ , Figura 4.7), ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ , Figura 4.8) y ácido nitroso ( $HNO_2$ , Figura 4.9).

**Figura 4.7**

*Cálculos para construir la estructura de Lewis de la molécula de agua, H<sub>2</sub>O*



$$\text{N: } 8(\text{O}) + 2 \times 2(\text{H}) = 12$$

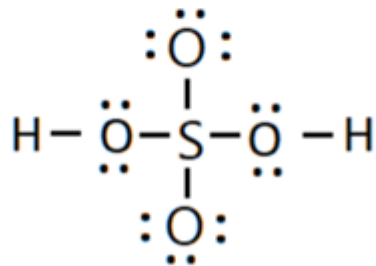
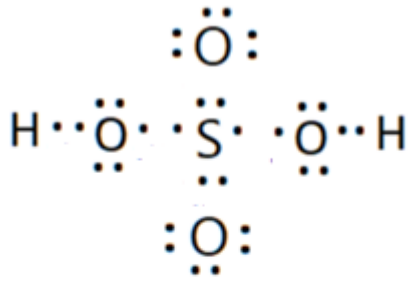
$$\text{D: } 6(\text{O}) + 2 \times 1(\text{H}) = 8$$

$$\text{C: } 12 - 8 = 4 \text{ (2 enlaces)}$$

$$\text{NC: } \text{D} - \text{C} = 8 - 4 = 4 \text{ (2 pares de e-)}$$

**Figura 4.8**

*Cálculos para construir la estructura de Lewis de la molécula de ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>*



$$\text{N: } 8(\text{S}) + 4 \times 8(\text{O}) + 2 \times 2(\text{H}) = 44$$

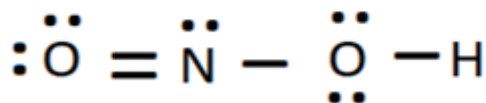
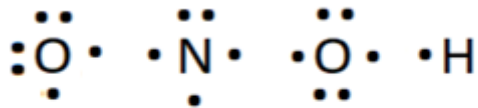
$$\text{D: } 6(\text{S}) + 4 \times 6(\text{O}) + 2 \times 1(\text{H}) = 32$$

$$\text{C: } 44 - 32 = 12 \text{ (6 enlaces)}$$

$$\text{NC: } 32 - 12 = 20 \text{ (10 pares de e-)}$$

**Figura 4.9**

*Cálculos para construir la estructura de Lewis de la molécula de ácido nitroso, HNO<sub>2</sub>*



$$\text{N: } 8(\text{N}) + 2 \times 8(\text{O}) + 2(\text{H}) = 26$$

$$\text{D: } 5(\text{N}) + 2 \times 6(\text{O}) + 1(\text{H}) = 18$$

$$\text{C: } 26 - 18 = 8 \text{ (4 enlaces)}$$

$$\text{NC: } 18 - 8 = 10 \text{ (5 pares de e-)}$$

## Propiedades de las moléculas covalentes

Podemos encontrar moléculas en los tres [estados de agregación](#) (sólido, líquido o gas), según las interacciones que se pueden establecer entre las moléculas (fuerzas intermoleculares). Las *moléculas no polares* se atraen entre sí de manera muy débil y por ello suelen ser, a temperatura ambiente, gases o líquidos muy volátiles. En cambio, las *moléculas polares*, pueden atraerse mediante fuerzas intermoleculares generadas por atracción entre dipolos que son de mayor intensidad que la simple interacción entre moléculas no polares. Podrán ser gases, líquidos o sólidos, presentando mayores puntos de fusión y ebullición que las moléculas no polares y serán solubles en solventes polares.

En las moléculas que tienen átomos de hidrógenos unidos a átomos muy electronegativos como *N*, *O* y *F*, con pares de electrones no enlazados, los hidrógenos quedan parcialmente con carga positiva y tienden acercarse a un par de electrones libres de los átomos electro-negativos de una molécula vecina (puentes de hidrógeno). Este tipo de interacción entre moléculas es muy intenso por lo que los compuestos serán líquidos con altos puntos de ebullición (Ejemplo: el agua).

Algunos compuestos forman estructuras cristalinas gigantes con gran cantidad de átomos unidos por enlaces *covalentes*, presentando propiedades similares a la de los compuestos iónicos tales como: elevada dureza, altos puntos de fusión y no conducen la corriente eléctrica. Ejemplos de estos compuestos son el cuarzo ( $SiO_2$ ) y el diamante (*C*).

Cuando los átomos de un elemento se unen entre sí de diferentes maneras, generan diferentes estructuras que, a su vez, presentan propiedades muy distintas. Por ejemplo, en el caso del *C*, si un átomo de *C* se une a otros 4 átomos de *C* formando tetraedros que se repiten por todo el cristal, esta estructura se llama diamante y es un sólido transparente de gran dureza, que se forma en condiciones de alta presión. En cambio, si cada átomo de *C* se une a otros 3 *C* en un mismo plano, se forma una estructura hexagonal llamada grafito, que es un sólido gris blando, que conduce la corriente eléctrica (las láminas pueden desplazarse una sobre otra). Estas sustancias puras simples (formadas íntegramente por átomos del mismo elemento) con estructuras diferentes, se denominan alótropos.

## Unión iónica o electrovalente

Este tipo de unión, se da *entre elementos metálicos y elementos no metálicos*. La característica es que, debido a la gran diferencia de electronegatividad entre dichos átomos, se produce una transferencia neta de electrones del metal al no metal. El metal (*M*) tiene baja electronegatividad, y baja energía de ionización, entonces este metal cede “*x*” electrones, adquiriendo la configuración del gas noble anterior en la tabla periódica, convirtiéndose en un catión  $M^{+x}$  (la carga positiva indica el número de electrones cedidos). Por otro lado, el elemento no metálico (*N*) con alta electronegatividad y gran afinidad electrónica, gana un número “*y*” electrones, que necesita para completar el octeto, convirtiéndose en un anión  $N^{-y}$  (la carga negativa indica la cantidad de electrones ganados). Así, se

generan muchos cationes y muchos aniones que se mantienen unidos entre sí por una *atracción electrostática*, formando un “sólido o cristal iónico” muy ordenado. Para que el compuesto formado sea eléctricamente neutro debe existir la misma cantidad de cargas negativas y positivas. Su composición se describe con una fórmula química empírica ( $M_yN_x$ ), pero no se forman moléculas individuales, sino ordenamientos tridimensionales gigantes de cationes ( $M^{+x}$ ) y aniones ( $N^{-y}$ ). Este ordenamiento origina redes cristalinas. La formación del cristal iónico conduce a un estado energético más estable que los átomos e incluso, que los iones por separado.

## Propiedades de los compuestos iónicos

La fuerza de atracción entre iones de carga opuesta se rige por la Ley de Coulomb que es proporcional a la carga de los iones e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia de separación entre ellas. De esta manera, iones pequeños y con carga elevada, se atraen con mayor fuerza que iones voluminosos y con poca carga. Los cristales iónicos son sólidos de alto punto de fusión (pf  $CaO$  2580°C, pf  $NaCl$  801°C), de gran dureza, difíciles de rayar, pero quebradizos (friables) ante un golpe, debido a las repulsiones generadas entre iones de la misma carga al ser desplazados de su posición original. En estado sólido (Figura 4.10) no conducen la corriente eléctrica porque los iones ocupan posiciones fijas, pero sí conducen la corriente cuando los iones tienen movilidad, ya sea por estar fundidos o por estar en solución acuosa. La solubilidad se determina experimentalmente, pero generalmente son solubles en solventes polares como el agua.

**Figura 4.10**

Sustancias químicas iónicas:  $KBr$  (bromuro de potasio)  $Cr_2O_3$  (óxido de cromo (III)),  $Cu_2O$  (óxido de cobre (I))



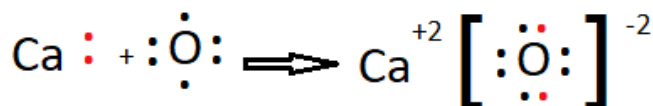


## Representación de uniones iónicas mediante estructuras de Lewis

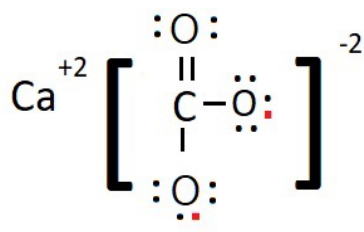
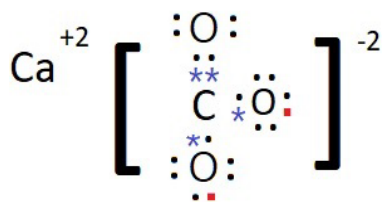
Consideremos la unión entre el elemento metálico *Ca* (calcio), y el *O* (oxígeno) no metálico. El elemento metálico perderá fácilmente sus 2 electrones de la última capa adquiriendo la configuración del gas noble *Ar* (argón) y formando el catión divalente  $Ca^{+2}$ . El no metal *O*, aceptará los electrones cedidos por el metal y formará el anión  $O^{-2}$  que completa el octeto en el 2 nivel adquiriendo la configuración del *Ne* (neón). Las cargas de los iones se escriben a la derecha del elemento y como superíndice, el anión se escribe entre corchetes. La representación mediante símbolos de Lewis se muestra en la Figura 4.11. Los electrones del elemento calcio se indican como puntos rojos y los del oxígeno en negro para ayudar a visualizar el traspaso de electrones, pero no hay diferencia entre los electrones de distintos elementos. La fórmula para representar el compuesto formado es  $CaO$ , pero recordemos que se trata de una red cristalina, no de una molécula. Para este caso, es una red cúbica, donde a excepción de la superficie, cada  $Ca^{+2}$  se halla rodeado por 6  $O^{-2}$  y viceversa. En el empaquetamiento influye el tamaño de los cationes y aniones (recordar que el [radio del catión](#) es menor que el radio del elemento neutro mientras que, el radio del anión es mayor al radio del elemento neutro).

**Figura 4.11**

*Formación de un compuesto iónico con símbolos de Lewis. A izquierda detalle de la ubicación de los elementos en la tabla periódica*



Hay compuestos iónicos en los cuales tendremos una unión iónica entre un catión metálico y un anión poliatómico. Dentro del anión, los átomos se unen por uniones covalentes. Para estos casos, al querer realizar la estructura de Lewis del anión, se debe sumar la carga negativa del anión al cálculo de electrones disponibles D. Veamos como ejemplo el  $CaCO_3$  (Figura 4.12).

**Figura 4.12***Estructura de Lewis del carbonato de calcio, CaCO<sub>3</sub>*

Para el anión carbonato

$$\text{N: } 8(\text{C}) + 3 \times 8(\text{O}) = 32$$

$$\text{D: } 4(\text{C}) + 3 \times 6(\text{O}) + 2 (\text{carga}-2) = 24$$

$$\text{C: } 32 - 24 = 8 \text{ (4 enlaces)}$$

$$\text{NC: } 24 - 8 = 16 \text{ (8 pares de e-)}$$

Hay una unión doble entre el carbono y algún O, y dos uniones simples.

Como indicamos previamente, esta estructura presenta híbridos de resonancia, ya que no se puede distinguir con cuál oxígeno se produce la unión doble, pero excede el objetivo de este libro.

## Unión metálica

Si analizamos un trozo de metal, es un sólido formado por átomos del mismo elemento, donde los núcleos no atraen fuertemente los electrones. Podemos imaginar que el sólido se compone por cationes que ocupan los sitios de una red de empaquetamiento compacto y los electrones de la última capa forman una nube que se comparten entre los cationes metálicos, de manera que cada átomo complete el octeto. En este tipo de unión, es la nube de electrones que actúa uniendo a los cationes, y esa atracción ocurre en todas direcciones, es decir, no se limita a unir a cationes contiguos, sino a muchos cationes, en todas direcciones. Para este tipo de unión, no se realizan estructuras de Lewis.

## Propiedades de los cristales metálicos

La unión metálica confiere ciertas propiedades a los metales como conducir la corriente eléctrica (debido a la movilidad de la nube electrónica); conducir el calor (al excitar los electrones); brillo (debido a que los electrones pueden absorber energía radiante y luego emiten fotones (radiación de luz) al volver a su estado de menor energía). Al deformar un cristal metálico, como todos los cationes son iguales, si se desplaza uno sobre otro, como siguen rodeados por la nube de electrones, no hay repulsión entre los cationes, el entorno no cambia, por ello se pueden deformar fácilmente formando láminas (maleabilidad) o formando hilos o alambres (ductilidad). Sus puntos de fusión y ebullición son altos, a excepción del mercurio (Hg) que es líquido a temperatura ambiente.

**Figura 4.13**

*Sustancias químicas metálicas: aluminio (Al) en polvo y granallas de zinc (Zn)*



## Resumen del capítulo

Resumiendo, los tres tipos de uniones que pueden darse entre dos átomos son iónicas, metálicas y covalentes. Hablamos de moléculas, cuando las uniones son covalentes, mientras que, si las uniones son iónicas o metálicas, se forman estructuras cristalinas. En la Tabla 4.1 se indican las propiedades características de las sustancias de acuerdo con el tipo de uniones.

**Tabla 4.1**

*Características de los compuestos de acuerdo al tipo de uniones que presentan*

Tipo de compo- tos	Átomos	Interacción, enlace	Propiedades
Molécula covalente	no metal - no metal (puede o no existir diferencia de elec- tronegatividad)	se comparten electrones, enlace covalente	bajos puntos de fusión y ebullición. Si son sólidos, son blandos y malos con- ductores de calor y electricidad
Cristal iónico	metal - no metal (gran diferencia de electronegatividad)	el metal transfiere electro- nes al no metal, enlace ió- nico	son sólidos a tempera- tura ambiente, duros pero frágiles. Altos puntos de fusión y ebullición. Buenos conductores de electricidad al estar disueltos o fundidos
Cristal metálico	metal - metal (sin diferencia de electronegatividad)	se comparten electrones, los cationes quedan rodea- dos de una gran nube de electrones, enlace metálico	buenos conductores de calor y electricidad, maleables, dúctiles

## Referencias

Puppo, M.C., Cerruti, C.F. y Quiroga A. V. (2017). *Química General para Agronomía*. Edulp.  
<https://libros.unlp.edu.ar/index.php/unlp/catalog/book/877>

## Videos

Hatch Harrison, K. [Socratica Español] (26 oct 2014). *Química: Enlaces Iónicos* [Video]. Youtube.  
[https://www.youtube.com/watch?v=hLxC\\_aPQMHA&t=5s](https://www.youtube.com/watch?v=hLxC_aPQMHA&t=5s)

En este video (en español) se muestran características de los compuestos iónicos.

Hatch Harrison, K. [Socratica Español] (7 sept 2015). *Química: Enlaces covalentes polares y no polares* [Video]. Youtube.

<https://www.youtube.com/watch?v=ign6-bbOqF4&t=1s>

En este video se muestran características de las uniones covalentes

Hatch Harrison, K. [Socratica Español] (7 dic 2014). *Química: Metales y Enlaces Metálicos* [Video]. Youtube.  
[https://www.youtube.com/watch?v=x7E\\_h\\_rwpI](https://www.youtube.com/watch?v=x7E_h_rwpI)

En este video (en español) se explican las características de los metales

Zaidan, G. y Morton, C. [Ted-Ed] (15 oct 2013). *Cómo se unen los átomos* [Video]. Youtube.  
<https://www.youtube.com/watch?v=NgD9yHSJ29I>

En este video (en inglés pero subtulado) se muestran cómo se establecen las uniones entre átomos, para uniones iónicas y covalentes.