

6.1. LAS CARACTERÍSTICAS DE LOS SERES VIVOS

En este epígrafe se desarrollan las características que diferencian a los seres vivos. Una de ellas es la **complejidad molecular**, que se debe a la inmensa variedad de compuestos que pueden formar los bioelementos, debido a su facilidad para formar enlaces químicos. Aquí desarrollamos los conceptos básicos de Química necesarios para entender cómo se forman estos enlaces. Para ello empezamos definiendo átomos, moléculas e iones, para continuar con el enlace químico. Los dos tipos fundamentales de enlace en Biología son el enlace iónico y el covalente. Dentro del enlace covalente, se trata la formación de enlaces dobles y triples, así como y la diferencia entre moléculas polares y moléculas apolares.

Átomos y estructura atómica

Toda la materia, incluyendo los organismos más complejos, está formada por combinaciones de elementos. Actualmente se sabe que existen en estado natural o se han sintetizado algo más de 100 elementos químicos, y de ellos solo unos pocos como el carbono, el oxígeno, el calcio, etc. (no más de 20), intervienen en cantidades apreciables. Los elementos están constituidos por **átomos**, que son las partículas más pequeñas en las que se encuentran las propiedades del elemento.

Estructura atómica

Cada átomo tiene un núcleo cargado positivamente, que contiene casi toda la masa del átomo. En él encontramos protones (cargados positivamente) y neutrones (sin carga). Las masas de los protones y de los neutrones son aproximadamente iguales.

La región que se sitúa alrededor del núcleo se denomina **corteza**; en ella se colocan los **electrones** (cargados negativamente). Si el elemento es neutro, el número de electrones de la corteza es igual al de protones del núcleo.

Se denomina **número atómico (Z)** al número de protones del núcleo o al de electrones de la corteza en el caso de átomo neutro.

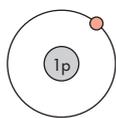
Las propiedades químicas de un elemento dependen de la distribución de los electrones en la corteza, es decir, de su **configuración electrónica**. Por eso resulta tan importante estudiar cómo se distribuyen los electrones en la corteza.

El físico **Niels Bohr** propuso que los electrones que tienen cantidades diferentes de energía se sitúan a distancias diferentes del núcleo, en órbitas que denominó **estacionarias**, de forma que la emisión o absorción de energía correspondía al paso del electrón de una órbita a otra. Los electrones tienden a ocupar las órbitas de menor energía, las más cercanas al núcleo; a medida que estas se van llenando, van ocupando órbitas de mayor contenido energético. En la primera órbita puede haber un máximo de dos electrones; en la segunda, un máximo de ocho; en la tercera, 18, etc. (ver el esquema inferior).

El modelo más actual de estructura atómica proporciona una imagen más precisa del átomo. El electrón es tan pequeño y se mueve tan rápido, que es imposible determinar en cada momento su posición y la cantidad de energía que posee. Para solucio-

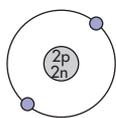
nar este problema, esta teoría describe la trayectoria del movimiento del electrón, y la zona donde existe mayor probabilidad de encontrarlo se denomina **orbital**. En cada orbital caben dos electrones. Existen diferentes tipos de orbitales, que difieren en la forma y en su contenido energético. Así, en el primer nivel o capa solo existe un orbital esférico denominado orbital **s**; en el segundo existe un orbital **s** de mayor tamaño que el del nivel anterior y otros tres nuevos denominados orbitales **p** (como hay tres en total, se colocarían seis electrones). Observa que en este segundo nivel caben en total ocho electrones, dos del orbital **s** y los seis del **p**, igual que en el modelo de Bohr. En el tercer nivel tendríamos nuevos orbitales **s** y **p**, y aparecerían otros nuevos, los orbitales **d**.

Primer nivel de energía



Hidrógeno
z = 1

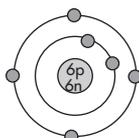
Primer nivel de energía completo



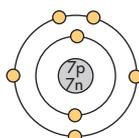
Helio
z = 2

En cada representación, los electrones se encuentran en niveles mínimos de energía. Observa cómo se van llenando estos niveles a medida que aumenta el número atómico

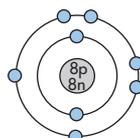
Segundo nivel de energía



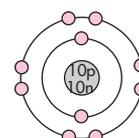
Carbono
z = 6



Nitrógeno
z = 7

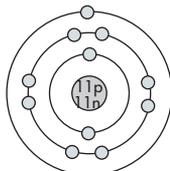


Oxígeno
z = 8

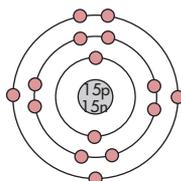


Neón
z = 10

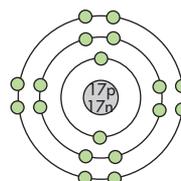
Tercer nivel de energía



Sodio (Na)
z = 11



Fósforo (P)
z = 15



Cloro (Cl)
z = 17

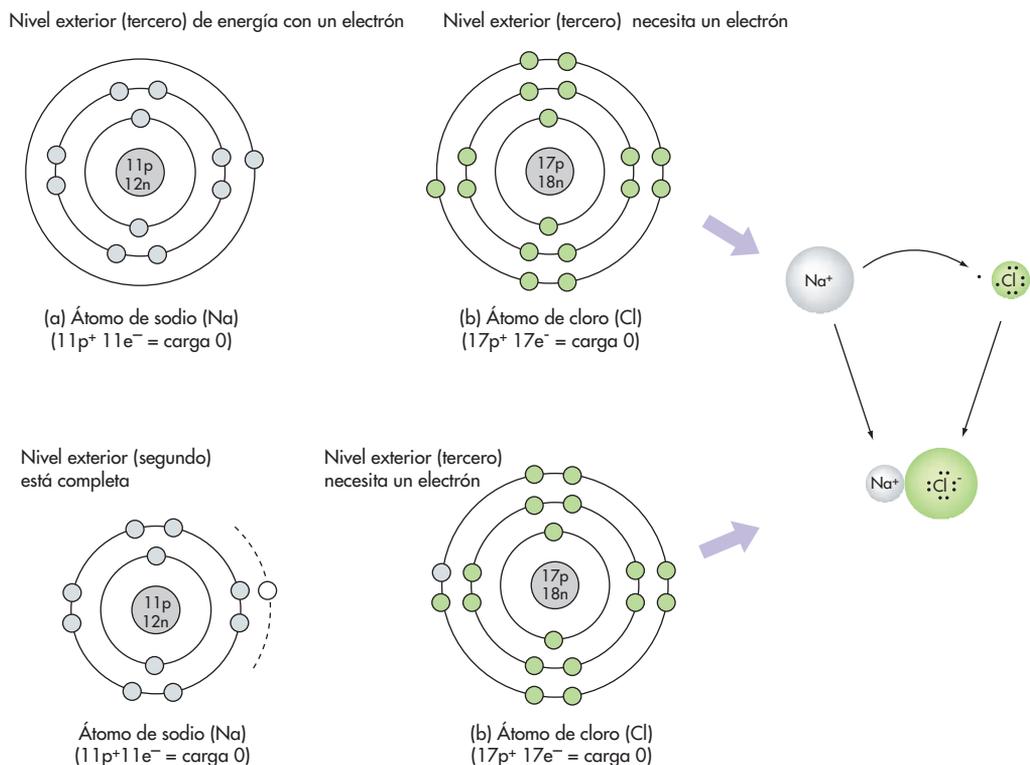
Moléculas e iones. El enlace químico

Habitualmente las sustancias están constituidas por agrupaciones de átomos; unas veces estas agrupaciones son neutras: las **moléculas**, y otras resultan con carga: los **iones**.

La unión entre átomos, iones o moléculas, se denomina **enlace químico**. En el enlace químico es muy importante la configuración electrónica de la capa más externa de los átomos, o **capa de valencia**. Es decir, la unión entre los átomos depende del número de electrones que posee en la última capa. Se ha comprobado que la distribución electrónica más estable es aquella que presenta sus orbitales **s** y **p** llenos. Es decir, es aquella que tiene ocho electrones (dos si es la primera capa) en su capa de valencia. Por esta razón, los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta quedar rodeados por ocho electrones. Dentro de la Biología, nos interesa el estudio de dos tipos principales de enlaces, el **iónico** y el **covalente**.

El enlace iónico

Se produce entre elementos que tienen tendencia a formar iones; por ejemplo, el caso del sodio y el cloro. En el caso del sodio, que, como hemos visto, tiene un electrón en su última capa, tiene tendencia a perderlo y quedarse entonces con su última capa completa. Al perder un electrón, el sodio se convierte en un ión positivo (catión). El cloro, por el contrario, tiene siete electrones en su capa de valencia; por tanto, tendrá tendencia a ganar un electrón y completar su capa de valencia convirtiéndose en un ión negativo (anión). Entre el ión sodio y el ión cloro surge una atracción electrostática (los dos iones tienen cargas opuestas) que constituye el enlace iónico. Veamos el esquema:

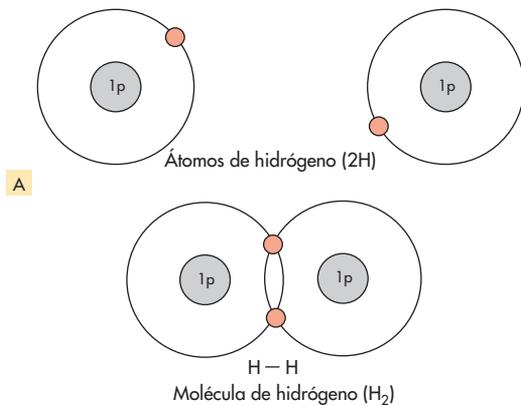


FORMACIÓN DEL ENLACE IÓNICO

Ocurre una transferencia de un electrón del átomo de sodio, con lo que se forman los iones de los respectivos elementos: el positivo, o catión, y el negativo, o anión, que quedan unidos por atracción electrostática.

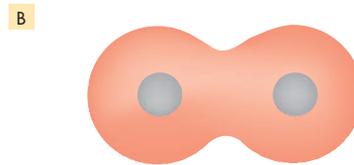
El enlace covalente

La mayoría de las sustancias que nos rodean: el oxígeno, el agua, el azúcar, etc., están formadas por no metales, y el tipo de unión entre ellos es el **enlace covalente**. Este enlace consiste en un par de electrones compartido por dos átomos, que, situado entre ellos, ejerce una atracción sobre los núcleos de ambos y así los mantiene unidos. Los átomos con tendencia a ganar electrones, para conseguir completar su última capa (átomos electronegativos), tienen mucha tendencia a formar enlaces covalentes entre ellos para formar moléculas. Ejemplos: el hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno, el agua, etc.



Cada átomo completa su capa de valencia compartiendo el par de electrones.

FORMACIÓN DE LA MOLÉCULA DE HIDRÓGENO (H₂)

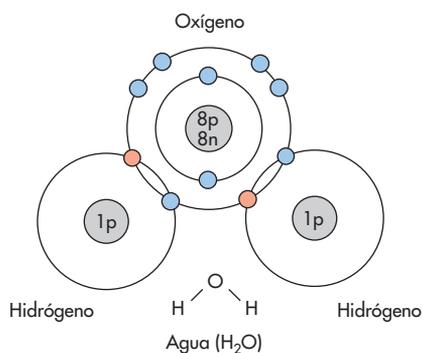


Representación tridimensional.
El par de electrones está situado a la mitad de la distancia entre los núcleos.

La geometría de las moléculas

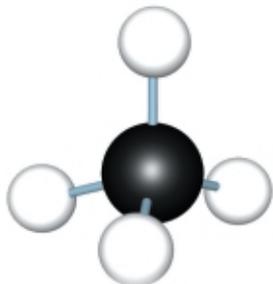
Algunas moléculas, como el H_2 , son lineales; otras, como el H_2O , son angulares; otras, como el NH_3 , son piramidales; otras, como el CH_4 , tetraédricas. Esto es consecuencia de los ángulos de sus enlaces, y estos se determinan experimentalmente. Una forma de averiguar la geometría de las moléculas es conocer el número de electrones de valencia que rodean al átomo central. Así, el C suele tener en sus compuestos cuatro pares de electrones de valencia, cada uno de los cuales se situará en uno de los vértices de un tetraedro. Si consideramos la molécula de CH_4 , los cuatro pares de electrones que rodean al átomo de C estarán distribuidos en los vértices de un tetraedro, formando cuatro enlaces covalentes con cuatro átomos de H en dichas posiciones. La molécula tendrá, pues, una geometría tetraédrica.

MOLÉCULA DE AGUA: Geometría angular

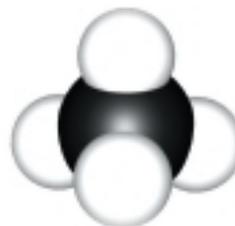


La compartición en este caso es entre un electrón del oxígeno con el del hidrógeno. Se comparten dos pares de electrones y se forman dos enlaces.

MOLÉCULA DE METANO: Geometría tetraédrica



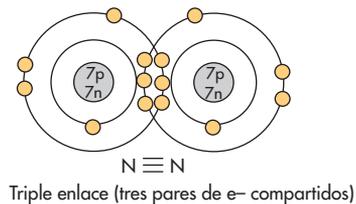
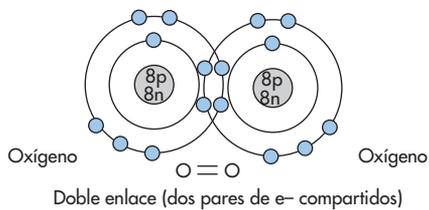
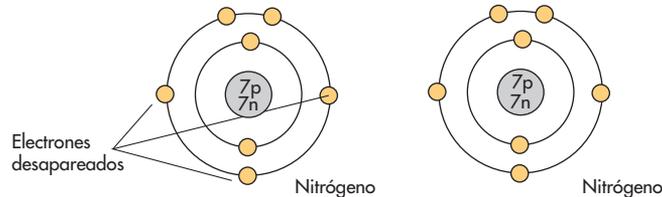
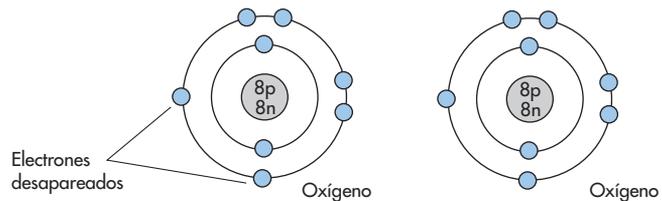
Modelo de varillas de la molécula de metano. En ella las varillas representan los cuatro enlaces covalentes que unen el átomo de carbono con los hidrógenos.



Modelo de casquetes de la molécula de metano. La bola negra representa el átomo de carbono. Las bolas blancas representan los átomos de hidrógeno.

Enlaces dobles y enlaces triples

Si nos fijamos en la molécula de oxígeno, nos encontramos que para completar su última capa necesita compartir dos pares de electrones; este tipo de enlace se denomina **enlace doble**. En el caso del nitrógeno, se necesitan compartir tres pares, formando un **enlace triple**. Veamos esto en los esquemas siguientes:



Moléculas polares y moléculas apolares

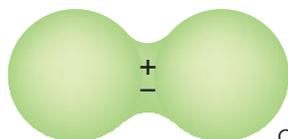
Ya hemos visto que el enlace covalente consiste en compartir un par de electrones situado entre los dos núcleos. En el caso de moléculas formadas por dos átomos iguales, como el O_2 o el N_2 , está situado a la mitad de distancia entre los dos núcleos; pero en los demás casos tienden a distribuirse más cerca del átomo que tiene más electronegatividad (capacidad de atraer los electrones del enlace). Se crea entonces un **dipolo eléctrico**, ya que las cargas negativas están desplazadas hacia un lado de la molécula, y su centro no coincide con el centro de las cargas positivas. A este enlace se le denomina enlace **covalente polar**.

Conviene distinguir entre **la polaridad de un enlace** y **la polaridad de una molécula**. Aunque lo habitual es que una molécula que tenga enlaces polares sea polar, hay moléculas, como el metano o el dióxido de carbono, que aún teniendo enlaces polares son moléculas apolares. Esto es posible porque, al ser moléculas simétricas, los dipolos de sus enlaces se anulan entre sí.

EJEMPLOS DE CÓMO SE GRADÚA LA POLARIDAD DEL ENLACE



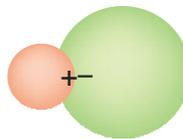
Electrones situados a la mitad de distancia entre núcleos



Covalente apolar Cl_2



Electrones más cercanos al Cl



Covalente polar HCl