

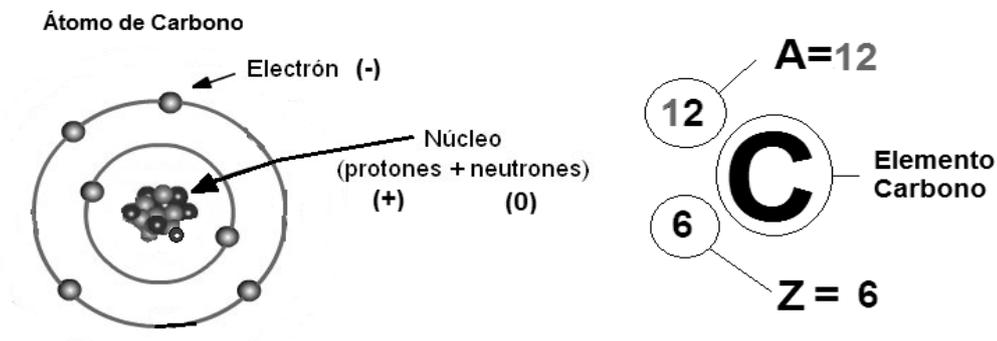


Unidad 0.- Conceptos básicos de química para biología.

1. Los átomos.

- Los átomos constituyen la unidad más pequeña de la materia (aprox. 10^{-8} cm).
- Los átomos están formados por partículas sub-atómicas denominadas **electrones, protones y neutrones**.
- Los **protones y neutrones** tienen la misma masa, pero se diferencian en que los **protones tienen carga eléctrica positiva**, mientras que los **neutrones no tienen carga eléctrica** (son neutros).
- En los átomos, los **protones y neutrones** están juntos formando el **núcleo del átomo** (el cual tiene carga positiva debido a los protones).
- El **número de protones** de un átomo se denomina **número atómico (Z)** y es lo que determina que tengamos un elemento químico u otro distinto. Actualmente se conocen más de 100 **elementos químicos** cada uno **con un número atómico determinado**.
- El número de **protones + neutrones** se denomina **número másico (A)**, y nos indica el **peso de un determinado elemento químico**.
- Normalmente el número de **protones suele ser igual al de neutrones**. En **ocasiones** ciertos elementos químicos pueden existir con un número de neutrones distinto del de protones. En este caso podemos hablar de **isótopos** de un mismo elemento que solo se diferenciarían en su peso. Por lo tanto un mismo elemento químico puede pesar distinto según el número de neutrones que tenga. (p.ej. El Carbono tiene un número atómico de 6 (6 protones), pero existen varios isótopos del carbono: el Carbono-12 con 6 neutrones + los 6 protones (número másico 12), y el Carbono-14 con 8 neutrones + los 6 protones (número másico 14))
- Alrededor del núcleo giran los **electrones**, cuya masa es despreciable, pero que tienen **carga eléctrica negativa**. Estos electrones giran en **orbitales atómicos** cumpliendo unas normas determinadas de energía (ver punto 2).
- En un átomo el número de **electrones es igual al número de protones**, por lo tanto el número de **cargas positivas es igual al número de cargas negativas**, así que los átomos son eléctricamente **neutros**.

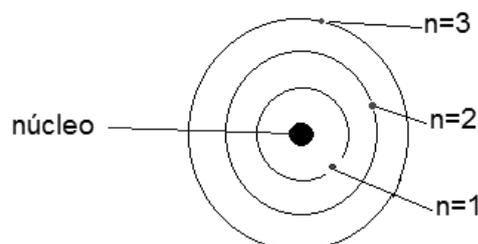
- Si un átomo pierde o gana algún electrón se obtienen **iones**:
 - o Los **cationes** son átomos a los que les falta algún electrón, y tienen carga eléctrica positiva.
 - o Los **aniones** son átomos que tienen algún electrón de más, y tienen carga eléctrica negativa.



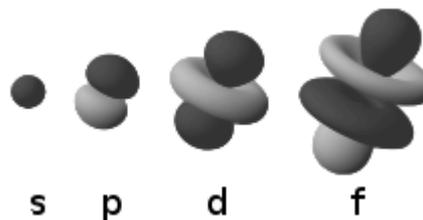
Átomo de carbono: número atómico (protones)= 6
 número másico (protones+neutrones)=12
 Número de neutrones= 6 (isotopo de Carbono-12)
 número de electrones= 6 número de protones: Átomo carga neutra (no ión).

2. Orbitales atómicos.

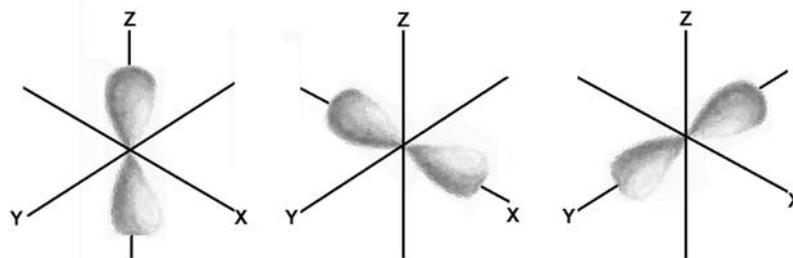
- Los **electrones** giran en **orbitales atómicos** alrededor del núcleo. Un orbital se define como la zona de máxima probabilidad en la que podríamos encontrar un electrón.
- Puede definirse cada orbital mediante **3 número cuánticos**:
 - o **Número cuántico principal o "n"**: define la **energía y tamaño del orbital**, cuanto más alejado del núcleo gira el electrón mayor es el tamaño del orbital y mayor la **energía potencial que tiene ese electrón**. Se numeran desde el 1 en adelante:



- **Número cuántico secundario o "l"**: define la geometría del orbital, los hay **esféricos, lobulados, etc.** Se **denominan s, p, d, f.**



- **Número cuántico magnético o "m"**: define la orientación del orbital en el espacio tridimensional (ejes XYZ).



- Una vez definido un orbital existe un **número cuántico cuaternario llamado "spin"**, que indicaría como rota sobre sí mismo el electrón respecto a un eje imaginario, dentro del campo magnético en el que se mueve.



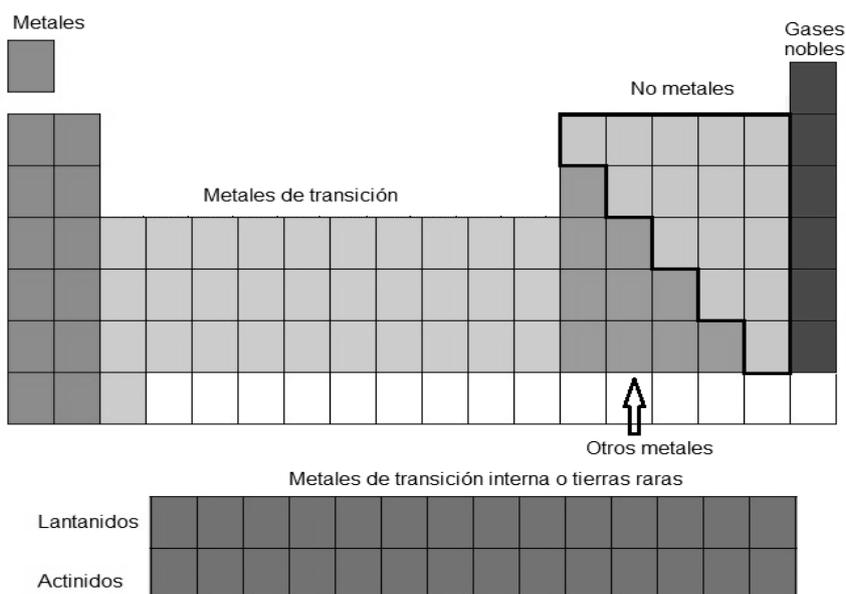
- **En resumen, cada elemento químico, puede representarse con su configuración electrónica** determinada, indicándose la posición de cada uno de los electrones en los distintos orbitales atómicos utilizando **los 4 números cuánticos principales.**
- La **complejidad** que supone entender los **conceptos cuánticos**, desaconsejan intentar explicarlos en un curso básico como el actual, así que intentaremos extraer unas conclusiones simplificadas que nos permitan trabajar sin tener que recurrir a estos conceptos complejos.



3. Conclusiones básicas sobre configuración electrónica: la tabla periódica y los electrones de valencia.

- A pesar de la complejidad del punto anterior, pueden extraerse varias conclusiones básicas del mismo:
 - o Los **electrones** girarían en **orbitales atómicos** alrededor del núcleo formando, **según un modelo muy simplificado**, una especie de capas electrónicas alrededor del núcleo (como las capas de una cebolla). **Los electrones** completarían primero la capa más próxima al núcleo (las de menor energía), y una vez completadas comenzarían a completar las más alejadas por orden de distancia de menos a más (de menor energía a mayor energía).
 - o En un **modelo muy simplificado** los átomos buscarían la configuración electrónica más estable posible, siendo aquella en la que tras completar todas las capas de menos energía, la última capa contuviera un **8 electrones (regla del octete)**.
 - o **Según el modelo anterior**, algunos elementos tras completar las capas inferiores tendrían **1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 u 8 electrones en su última capa electrónica**. Haciendo que pudieran tener comportamientos químicos similares aquellos elementos que tuvieran el mismo número de electrones en la última capa pudiendo **definirse hasta 8 familias de elementos químicos con este criterio**.
 - o La **tabla periódica de los elementos**, fue creada gracias a los trabajos de Mendeleiev y Meyer, y fue un intento de recoger toda esta información y agrupar a los distintos elementos químicos en **grupos o familias**:
 - o Los **elementos de propiedades similares** se encuentran dentro de una misma columna vertical formando un **grupo o familia**. Se caracterizan por tener la misma configuración electrónica en su última capa ocupada.
 - o Los elementos que se encuentran dentro de la misma fila forman un **período**, y se caracterizan porque cada elemento tiene un electrón más que el anterior, de forma que en un período se produce el llenado de una capa electrónica completa.

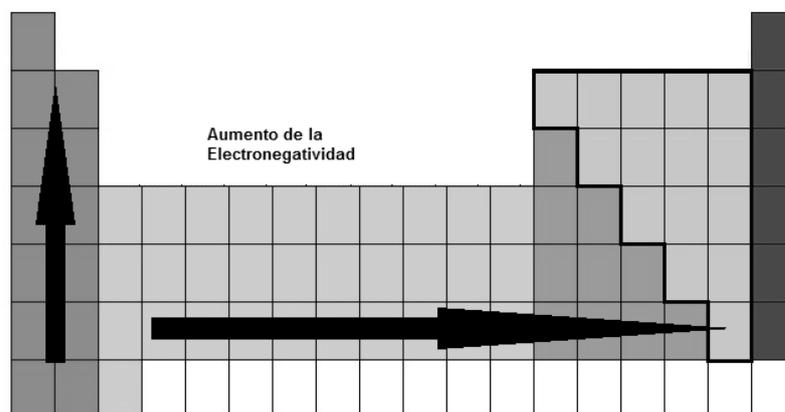
- Los **metales** se encuentran en la parte izquierda y central de la tabla, mientras que en la parte derecha se encuentran los **no metales**. Las familias de la izquierda y de la derecha están formadas por los *elementos representativos*, mientras que las familias del centro están compuestas por los **metales de transición**.
- Descolgadas del grueso de la tabla están las familias de los lantánidos y de los actínidos o **metales de transición interna**.



- La tabla **organiza de derecha a izquierda las familias de elementos** desde aquellas que tenían solo 1 electrón en la última capa Grupo IA (Metales Alcalinos), hasta los que tenían 8 electrones en la última capa el Grupo VIII (Gases Nobles). **La única familia de elementos químicos que contendría 8 electrones en la última capa serían los “gases nobles”**, que son químicamente muy estables. El resto de familias se comportarían químicamente intentando completar los 8 electrones de la última capa y formando los distintos tipos de **enlaces químicos** (que se verán en el siguiente punto del tema).
- A esos electrones de la última capa, que se **compartirían** entre elementos químicos para formar enlaces químicos (compuestos), se les denomina **“electrones de valencia”**, y al número de electrones compartidos por un elemento se le llama **“valencia química de un elemento”**. Las propiedades químicas de un elemento dependen casi exclusivamente de la distribución electrónica de su capa electrónica más externa, también denominada *capa de valencia*, de ahí la importancia de conocerla.

Las propiedades periódicas:

- Determinadas características de los átomos varían de manera periódica en función de la configuración electrónica.
- El **radio atómico** aumenta con el valor de Z en una misma familia o grupo, pero en un mismo período al aumentar Z se reduce.
- El **potencial de ionización** es la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo y convertirlo en un catión. En una familia, la energía de ionización disminuye a medida que aumenta Z, pero aumenta en un período al aumentar Z.
- La **afinidad electrónica** es la energía que se desprende cuando un átomo capta un electrón y se convierte en un anión. Dentro de una familia aumenta al disminuir Z y dentro de un período aumenta al hacerlo Z.
- Finalmente, la **electronegatividad** indica la tendencia de un átomo a atraer sobre sí el par de electrones de enlace con otro átomo. Se relaciona con la afinidad electrónica y con la energía de ionización, de forma que los elementos más electronegativos son los que tienen mayores afinidades electrónicas y mayores energías de ionización. Los **metales en general suelen ser menos electronegativos que los no metales.**



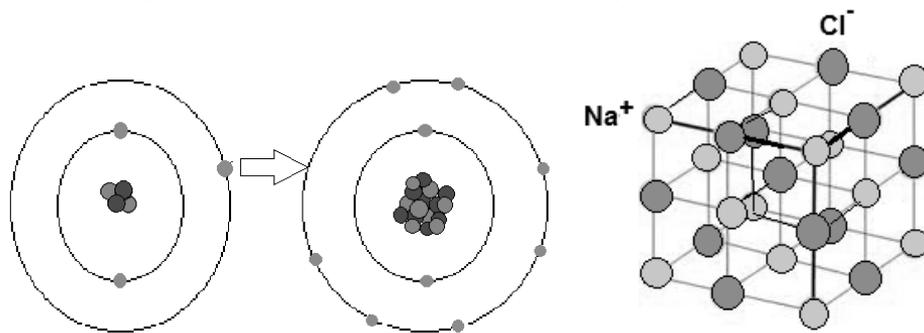
4. Enlace químico: moléculas.

- Como ya se indicó antes, la **capa de electrones de valencia** confiere a los átomos ciertas propiedades periódicas. Utilizando un modelo muy simplificado, si un determinado elemento tuviera incompleta su última capa (menos de 8 electrones), tendería a completarla con electrones disponibles de otros elementos o a perder esos electrones para que la capa electrónica inferior (completa con 8 electrones), se convierta en la última capa. El que hiciera una cosa u otra dependería de las propiedades periódicas de cada elemento frente al otro (p.ej. la electronegatividad). Esta forma de completar

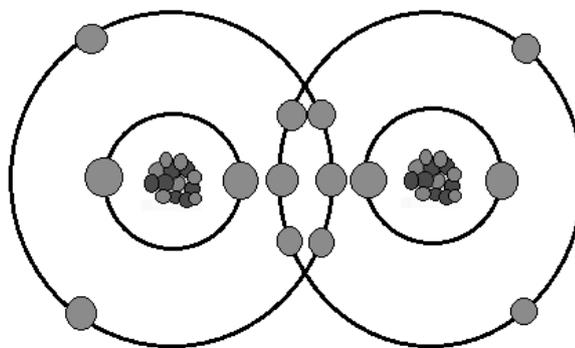
la capa de electrones de valencia daría lugar a los **enlaces químicos y a las moléculas**.

Tipos de Enlace químico

- Un **enlace químico** es la unión entre átomos, iones o moléculas.
- Existen varios tipos de enlace:
 - o El **enlace iónico** cuando un átomo con baja electronegatividad se encuentra con uno muy electronegativo (por ejemplo: un átomo de la parte izquierda de la tabla periódica (metales), con un elemento de la parte derecha (no metales)). El menos electronegativo (el metal), pierde su electrón o electrones convirtiéndose en un **catión** (+), y el más electronegativo (el no metal), capta el/los electrones liberados convirtiéndose en un **anión** (-). El catión y el anión se atraen eléctricamente hasta una distancia determinada formando el **enlace iónico**. Un ejemplo sería la **sal común** (NaCl).

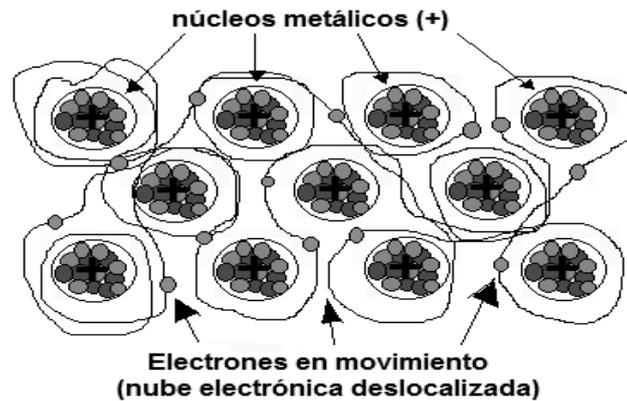


- o El **enlace covalente** se produce entre elementos de la parte derecha de la tabla periódica que presentan electronegatividad alta y parecida. Como ambos tienen una afinidad parecida por sus electrones, no los pierden o ganan (no forman iones), sino que **lo que hacen es compartir electrones entre ambos**; de este modo ambos alcanzan los 8 electrones en su última capa (configuración más estable como la de gas noble).



- o Por último sí se unen metales entre sí (zonas izquierda y central de la tabla periódica (muy poco electronegativos). También comparten

electrones pero formando una nube electrónica "des-localizada". Este tipo de enlace especial sería el **enlace metálico**.

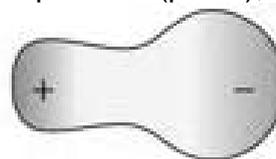


Polaridad y enlaces polares

- Cuando **dos átomos de electronegatividades muy diferentes forman un enlace covalente** los electrones no se comparten de modo igual por ambos átomos. El átomo de mayor electronegatividad atraería más los electrones que el de menor electronegatividad, generando una **mayor densidad de carga electrónica (densidad negativa)**, en el átomo más electronegativo, y una **menor densidad de carga electrónica (densidad positiva)**, en el átomo menos electronegativo. A este tipo de enlace se le denominaría **enlace covalente polar**.



- Los enlaces **covalentes polares** darían lugar moléculas con densidades de carga distintas en localizaciones opuestas (polos), denominadas **dipolos**.



- Una molécula podría contener un **dipolo** y ser, sin embargo, eléctricamente neutra. Pero la **polaridad** de esa molécula influiría en la interacción con otras moléculas, dando lugar a otros tipos de **interacciones no covalentes entre ellas**.

Interacciones no covalentes

Modelo	Interacción	Características
	Carga- Carga	Fuerza no direccional De larga distancia
	Carga-Dipolo	Depende de la orientación del Dipolo
	Dipolo-Dipolo	Depende de la orientación de ambos Dipolos
	Puentes de hidrógeno	Dependen del par donador-aceptor

5. Cuantificación: concepto de mol.

- La cantidad de una sustancia puede expresarse en función de su masa o en función del número de partículas de dicha sustancia. En general, podemos definir el concepto de “mol”, como la **cantidad de sustancia que contiene $6,023 \times 10^{23}$ partículas de dicha sustancia**. Pero además, puede relacionarse el número de moles de una sustancia con la masa en gramos de dicha sustancia, utilizando en el caso de un elemento el peso atómico o en el caso de un compuesto el peso molecular.
- El **Peso atómico de un elemento**, viene dado por su **número másico (A)**. En general **1 mol de un átomo = X gramos, siendo X el número másico del átomo (A)**.
p.ej. Carbono-12: $A=12$; 1 mol de C = 12 gramos.
- El **peso molecular de un compuesto (p.m.)**, viene dado por la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que forman parte del compuesto. En general **1 mol de un compuesto = Y gramos, siendo Y el p.m. del compuesto**.
p.ej. H_2O : tiene 2 átomos de Hidrógeno (A del Hidrógeno 1×2 átomos = 2) y 1 de Oxígeno (A del Oxígeno 16×1 átomo = 16), por lo tanto 1 mol de $H_2O = 2 + 16 = 18$ gramos