

Estructura electrónica

Según la teoría cuántica (Schrödinger), el átomo está constituido por un núcleo central formado por protones y neutrones, con carga positiva (a causa de los protones) y una corteza en la que se sitúan los electrones. Éstos se mueven sin cesar alrededor del núcleo, pero no siguen una trayectoria definida, es decir, no pasan por órbitas definidas ni prefijadas, sino que lo hacen de forma aleatoria; No es posible determinar su posición en un instante determinado, sino que hemos de conformarnos con la posibilidad de encontrar el electrón en un punto dado. Así sólo podemos conocer la zona del espacio donde existe una alta probabilidad (del 99 %) de encontrar los electrones. Esta zona del espacio, una especie de nube de carga negativa alrededor del núcleo, se llama orbital.

Así, el átomo está constituido por un núcleo central de carga positiva y una especie de nube de carga eléctrica alrededor. En un orbital puede haber como máximo la carga de dos electrones.

Las propiedades químicas de los elementos dependen de la configuración electrónica de su capa más externa.

Los electrones, que se encuentran en la corteza, se distribuyen en el átomo en niveles electrónicos de distinta energía, situándose siempre en primer lugar en los niveles de menor energía.

El número de niveles energéticos posibles viene determinado por el número cuántico principal (n) que puede tomar valores de 1 hasta n , y se designan respectivamente por las letras K ($n = 1$; periodo 1), L ($n = 2$; periodo 2), M ($n = 3$; periodo 3), N ($n = 4$; periodo 4), O ($n = 5$, periodo 5),...

Cada nivel de energía a su vez, consta de uno o más subniveles energéticos, que se designan por las letras s, p, d, f: en función del subnivel, puede haber distinto número de orbitales, y así, si es orbital s, sólo hay un orbital; si es p, 3 orbitales; si es d, 5 orbitales y 7 orbitales f.

Como en cada orbital sólo caben dos electrones, en un orbital s caben 2 electrones, en los 3 orbitales p caben un total de 6 electrones, en los 5 orbitales d caben 10 electrones, en los 7 orbitales f caben 14 electrones.

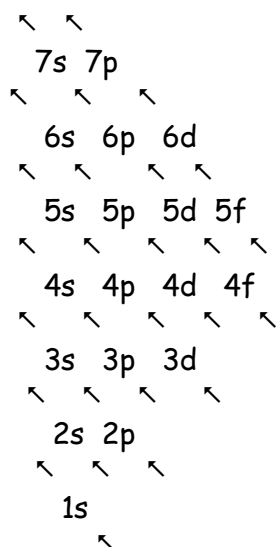
En el átomo de H, cuyo n° atómico $Z = 1$, sólo existe un protón, y por tanto, en el átomo neutro, sólo hay un electrón. Este se sitúa en el nivel energético más bajo, el que tiene el nivel energético $n = 1$ (periodo 1), en el cual sólo existe un subnivel, y por ello, sólo está el orbital s. Esto lo indicamos así: $1s^1$, que significa nivel 1, orbital s, y sólo un electrón en dicho orbital.

En el átomo de He, $Z = 2$, hay dos protones y dos electrones. Éstos se sitúan, de nuevo, en el nivel energético más bajo, el que tiene el nivel energético $n = 1$ (periodo 1), en el cual sólo existe un subnivel, y por ello, sólo está el orbital s. Como cada orbital puede albergar dos electrones, los dos del He pueden situarse en este mismo

orbital. Lo anotamos $1s^2$, o sea, los electrones se sitúan en el nivel 1, en el orbital s y en él hay dos electrones.

En el caso del Li $Z = 3$, tiene 3 electrones. Los dos primeros, se sitúan como en el caso del He, en el nivel energético más bajo, el que tiene el nivel energético $n = 1$ (periodo 1), en el cual sólo existe un subnivel, y por ello, en el orbital s. El tercer electrón no puede situarse en el mismo orbital, ya que cada orbital s sólo puede albergar dos electrones. El tercero, por tanto, tiene que situarse en un nivel energético superior, ya en $n = 2$, en el que hay dos subniveles, el s y el p. De los dos subniveles, el de menor energía es el s, y por ello, es el que se rellenará antes. Así, el tercer electrón se ubicará en el orbital s del nivel energético 2. La configuración electrónica del Li será $1s^2 2s^1$

El orden de llenado de los electrones es siempre de menor a mayor energía. La configuración electrónica se completa mediante el diagrama de Möller (Moeller)



Así, las configuraciones de los distintos átomos serán:

Elemento	Nº atómico (Z)	Nº protones	Nº electrones	Configuración electrónica
Hidrógeno	1	1	1	$1s^1$
Helio	2	2	2	$1s^2$
Litio	3	3	3	$1s^2 2s^1$
Berilio	4	4	4	$1s^2 2s^2$
Boro	5	5	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
Carbono	6	6	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
Nitrógeno	7	7	7	$1s^2 2s^2 2p^3$

Oxígeno	8	8	8	$1s^2 2s^2 2p^4$
Flúor	9	9	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
Neón	10	10	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Sodio	11	11	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Magnesio	12	12	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Aluminio	13	13	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Realiza las configuraciones electrónicas de los elementos $Z = 14$ a $Z = 21$ y $Z = 35$ y $Z = 36$.

Si observamos la configuración de los elementos que están situados en un mismo grupo de la tabla periódica, notaremos que la capa más externa, la que tiene el número cuántico n mayor, termina igual. Así, los elementos del grupo 1 terminan en $1s^1$ (H), $2s^1$ (Li), $3s^1$ (Na), $4s^1$ (K), $5s^1$ (Rb), $6s^1$ (Cs) y $7s^1$.

Las características físicas y químicas de cada elemento vienen determinadas por los electrones que están situados en su capa más externa. Los elementos que pertenecen a un mismo grupo en la tabla periódica presentan la misma configuración en su capa más externa, llamada *CAPA DE VALENCIA*.

GASES NOBLES

Se llaman gases nobles a aquellos elementos cuya capa de valencia termina en $s^2 p^6$. Estos gases se presentan en la naturaleza de forma monoatómica, son inertes y muy poco reactivos. Esta ausencia de reactividad viene determinada por su configuración electrónica, que les confiere una gran estabilidad.

Este hecho nos lleva a la regla del octeto, u ocho electrones en la capa de valencia, con la configuración $s^2 p^6$. Todos los demás elementos se van a comportar de tal manera que tiendan a alcanzar el octeto en su capa de valencia. Así, el sodio que tiene la configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, tiene un electrón en el nivel 3, que le impide tener la configuración de gas noble. Por ello, tiende a ceder este electrón, pasando a convertirse en el catión Na^+ cuya configuración ya sí es de gas noble (de hecho, es como la del neón, $1s^2 2s^2 2p^6$) en la capa ahora más externa.

El flúor por su parte, tiene una configuración de $1s^2 2s^2 2p^5$; vemos que le falta un electrón para alcanzar la configuración de gas noble. Por este motivo, tiende a captar un electrón de otro elemento, formando el ión flúor, un anión, cuya configuración ya sí es de gas noble (de hecho, es también como la del neón, $1s^2 2s^2 2p^6$) en la capa ahora más externa.

De todos los elementos de la tabla periódica, los únicos que no la cumplen son el hidrógeno y el helio. El He, es también un gas noble, pero al tener solo dos electrones sólo puede completar el primer nivel energético, el orbital $1s$. El hidrógeno tiende a adquirir la configuración del helio ($1s^2$) o bien pierde el único electrón que posee.

La regla del octeto va a servir para explicar el comportamiento físico-químico así como las valencias de los diferentes elementos.