

LA TABLA PERIÓDICA

1- ESTRUCTURA DE LA TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica ordena los elementos químicos usando dos criterios:

- 1) Número atómico creciente
- 2) En cada columna se sitúan los elementos que presentan igual configuración electrónica en la capa más externa. Ello se debe a que los elementos con la misma configuración electrónica en la última capa presentan comportamiento químico semejante. Las columnas de la tabla periódica se denominan **grupos**.

De la situación en la tabla periódica de los dos elementos más sencillos, H y He, nos ocuparemos posteriormente. Comenzamos a construir la tabla a partir del elemento $Z=3$ (Li) atendiendo a los dos criterios anteriores.

n	ns^1	ns^2	ns^2p^1	ns^2p^2	ns^2p^3	ns^2p^4	ns^2p^5	ns^2p^6
2	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4	K 19	Ca 20						

Se puede observar que el **período** (fila horizontal) en que se halla un elemento coincide con el número cuántico principal mayor (n) que presenta en su configuración electrónica. Por ejemplo, la configuración de O ($Z=8$) es $1s^2 2s^2 2p^4$, con número cuántico principal mayor 2 y se halla en el segundo período (en el primero están H y He); K acaba en $4s^1$ y se halla en el cuarto período, etc.

La tabla periódica previa se ha detenido en Ca; los diez siguientes elementos (de Sc a Zn) presentan configuraciones electrónicas $4s^2 3d^{1-10}$; su configuración electrónica en la capa más externa es s^2 , igual que Ca, por lo que deberían colocarse en la misma casilla que él; este problema se soluciona abriendo la tabla periódica y situando en ella diez nuevos grupos para los elementos con configuración electrónica $ns^2(n-1)d^{1-10}$, quedando la tabla de la siguiente forma:

	s^1	s^2	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba																

Al llegar a Ba ($Z=56$) se produce un fenómeno semejante al que tenía lugar al llegar a Ca: aparecen catorce elementos de configuración electrónica $6s^2 4f^{1-14}$. Se podría de nuevo abrir la tabla periódica para colocarlos. Sin embargo, en la mayoría de ellas se colocan aparte de los demás, en dos series denominadas de los lantánidos y de los actínidos.

Los elementos de la tabla periódica se clasifican en:

Representativos Tienen el electrón diferenciador en orbitales s o p. Corresponden a los grupos 1, 2 y 13 al 18, con los siguientes nombres:

1: Alcalinos	2: Alcalino-térreos	13: Boroideos o térreos
14: Carbonoideos	15: Nitrogenoideos	16: Calcógenos o anfígenos
17: Halógenos	18: Gases nobles	

Elementos de transición Electrón diferenciador en orbitales d. Se hallan a partir del cuarto período en los grupos 3 al 12. Se presentan en tres series denominadas primera (3d), segunda (4d) y tercera (5d) serie de transición.

Elementos de transición interna (o de tierras raras). Electrón diferenciador en orbitales f. Se presentan en dos series: primera serie de transición interna (lantánidos) y la segunda (actínidos). Son elementos poco habituales.

Previamente quedaron por colocar H y He en la tabla periódica. H tiene configuración electrónica $1s^1$ y, por tanto, debería de colocarse encima de Li; sin embargo, sus propiedades son muy diferentes de las de los alcalinos y nunca se considera un alcalino; algunos autores lo colocan sobre F puesto que sólo le falta un electrón para completar su última capa, aunque sus propiedades tampoco son semejantes a las de los halógenos; otros lo sitúan dos veces, una sobre los alcalinos y otra sobre los halógenos; en otras tablas aparece en el primer período fuera de cualquier grupo para indicar su situación especial.

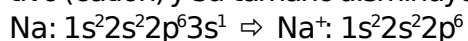
He ($1s^2$) debería colocarse con los alcalino-térreos por su configuración electrónica; sin embargo, sus propiedades en nada se asemejan a las de los alcalino-térreos. Son semejantes a las de los gases nobles debido a que tiene completa, como ellos, su última capa electrónica. En consecuencia el helio se coloca siempre sobre el neón en el grupo 18 y es un gas noble más.

2- PROPIEDADES PERIÓDICAS

TAMAÑO ATÓMICO: Al descender en un **grupo** encontramos elementos con igual configuración electrónica en la última capa, pero con mayor número de capas. Ya que el tamaño de los orbitales semejantes aumenta con el número cuántico principal n, el tamaño atómico también lo hace al descender en un grupo. Por ello, en tamaño, $K > Na$ y $I > Cl$.

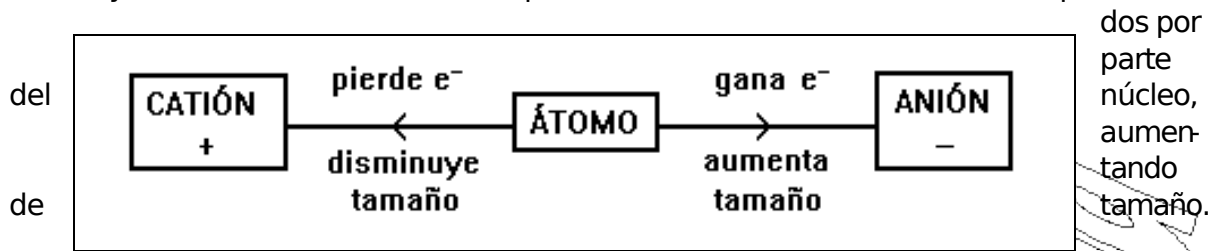
Al ir en un **período** de izquierda a derecha podría parecer que el aumento del número de electrones haría aumentar el tamaño del átomo. Sin embargo, en general, sucede lo contrario: el tamaño disminuye. La razón es la siguiente: los electrones más externos de los elementos del mismo período se hallan en orbitales con el mismo número cuántico principal; de un elemento al siguiente aumenta un protón en el núcleo y un electrón en la corteza. El nuevo electrón "siente" por parte del núcleo mayor efecto de atracción hacia nuevo protón que de repulsión hacia el nuevo electrón. Por eso la fuerza de atracción hacia el núcleo aumenta respecto al "último" electrón del elemento anterior y el tamaño disminuye. Por ejemplo: $Li > F$ y $Mg > Si$.

TAMAÑO DE LOS IONES: Cuando un átomo pierde electrones se convierte en un ion positivo (catión) y su tamaño disminuye con respecto al de un átomo neutro. Por ejemplo:

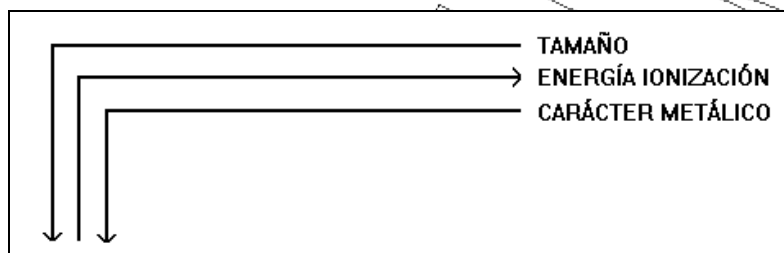


El sodio, convertirse en ion pierde su electrón del orbital 3s y queda con su electrón más externo en un orbital más interno (2p), disminuyendo de tamaño.

Cuando un átomo neutro capta uno o más electrones se convierte en un ion negativo (anión) y el tamaño aumenta debido a que el "nuevo" o "nuevos" electrones son peor atraídos por



ENERGÍA DE IONIZACIÓN Cuando se da energía a un átomo, sus electrones pueden alcanzar niveles de energía superiores. Incluso si la energía comunicada es suficiente puede arrancarse alguno, formando un ion positivo. La energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo neutro aislado se denomina energía de ionización. En general, éstas varían en la tabla periódica de modo opuesto al tamaño: disminuyen al bajar en un grupo y al ir hacia la izquierda en un período, como la atracción del núcleo hacia los electrones exteriores.



CARÁCTER METÁLICO Y NO METÁLICO. Como hemos visto, existen átomos que presentan mayor facilidad que otros para ceder electrones (menor energía de ionización). Los que ceden electrones con más dificultad tienden a ganarlos con mayor facilidad. Se dice que un elemento tiene carácter metálico cuando cede electrones con facilidad (baja energía de ionización) y carácter no metálico cuando tiene tendencia a captar electrones y los cede con dificultad (alta energía de ionización). En consecuencia el carácter metálico varía en la tabla periódica de forma opuesta a la energía de ionización: los **metales** son los de la parte izquierda de la tabla periódica y los elementos de transición. Los **no metales** están a la derecha y hacia arriba. Los **gases nobles** tienen tendencia a perder ni a ganar electrones y no pueden ser considerados metales ni no metales.

Relacionada con el carácter metálico y no metálico existe una magnitud denominada **electronegatividad** que toma valores altos para los no metales y valores bajos para los metales y varía en la tabla periódica de forma semejante a la energía de ionización.