

SISTEMA PERIÓDICO

En 1869 Mendeleiev y Lothar Meyer (de forma simultánea e independiente) aprovecharon los conocimientos y trabajos existentes sobre clasificación de los elementos según sus propiedades, encontrando que si éstos se ordenaban según aumentaba el peso atómico, cada cierto número de elementos se repetían las propiedades químicas y físicas o bien variaban de forma regular y sistemática. Esto les llevó a realizar una clasificación de los elementos en orden creciente de su masa atómica y de tal forma que en columna se correspondieran los elementos de propiedades semejantes. Mendeleiev observó que en su clasificación debía dejar algunos "huecos" vacíos ya que no se conocían elementos que correspondieran a las propiedades de esa posición, posteriormente predijo con gran exactitud la existencia y propiedades de esos elementos que luego fueron descubiertos (algunos de ellos viviendo aún Medeleiev).

Otros de los aciertos de Mendeleiev fue anteponer como criterio de clasificación las propiedades químicas y físicas de los elementos, antes que su peso atómico en dos parejas de elementos, Co-Ni y Te-I (él supuso que sus pesos atómicos estaban mal calculados, ya que sus valores eran muy próximos).

En realidad la clasificación actual sigue un orden creciente de Z, es decir del número atómico, que equivale al número de protones del elemento, lo cual está relacionado con el peso o masa atómica ya que ésta aumenta al aumentar Z (salvo raras excepciones debido al porcentaje de los distintos isótopos del elemento).

De los ejemplos realizados de configuración electrónica se puede observar que los elementos que se encuentran en una misma columna o grupo periódico tienen la misma configuración electrónica en su último nivel, de ello se deduce que las propiedades químicas dependen de la configuración electrónica del elemento.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Son las propiedades que se van repitiendo en los elementos de cada grupo del sistema periódico, o que van variando de una forma regular y sistemática.

Antes de comentar algunas de estas propiedades, vamos a ver como determinar la posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica y viceversa.

s^1												s^2						
	s^2											p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6	
		s^2																
		d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}							
a						c								Y				
	X															b		
				Z														
		s^2																
		f^1	f^2	f^3	f^4	f^5	f^6	f^7	f^8	f^9	f^{10}	f^{11}	f^{12}	f^{13}	f^{14}			

Elemento X \Rightarrow configuración final $5s^2$

Elemento Y \Rightarrow " " $4s^2 4p^3$

Elemento Z \Rightarrow " " $5d^3 6s^2$

Elemento de configuración final $4s^1 \Rightarrow$ situado en período 4º grupo 1º (a)

" " " " " $5s^2 5p^5 \Rightarrow$ situado en período 5º grupo 5º después de transición (b)

" " " " " $3d^5 4s^2 \Rightarrow$ situado en período 4º grupo 5º de transición (c)

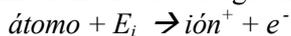
Los gases nobles (elementos químicamente inactivos) tienen una configuración final s^2p^6 (salvo el Helio que es $1s^2$), por lo cual hay que suponer que esta configuración da estabilidad y por ello todos los elementos tienden a adquirir dicha configuración ganando electrones para completar la configuración final s^2p^6 o perdiéndolos para quedar con el nivel anterior, ya completo (s^2p^6), como último, o bien compartiendo electrones con otro elemento de forma que ambos elementos tengan el último nivel completo. Esto es lo que ocurre en la formación de los compuestos como veremos en el tema siguiente, "El enlace químico".

-Radio atómico: Son valores medios de las longitudes de enlace de los diversos átomos.

Dentro de una familia aumenta al aumentar Z ya que el número de capas con electrones aumenta.

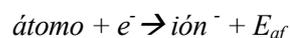
Dentro de un periodo disminuye con Z ya que el nivel electrónico más externo es el mismo, pero al aumentar la carga del núcleo atrae más a los electrones periféricos provocando la contracción

-Energía de ionización: Es la energía mínima necesaria para arrancar un electrón a un átomo aislado en su estado fundamental:



En una familia E_i disminuye al aumentar Z pues cuanto más alejados están los e^- del núcleo más débilmente están atraídos. En un periodo aumenta con Z debido a la mayor carga del núcleo y menor radio del átomo. Sin embargo hay irregularidades correspondientes a los átomos con niveles llenos o semillenos pues esto les confiere estabilidad.

-Afinidad electrónica: Es la energía desprendida cuando un átomo capta un electrón:



En un periodo aumenta al aumentar Z y en una familia aumenta al disminuir Z . E_{af} puede ser de valor negativo, es decir que se precisa energía para formar el anión.

En resumen: Radio atómico y carácter metálico aumentan hacia la izquierda y abajo en la tabla periódica. E_i , E_{af} y Electronegatividad aumentan hacia la derecha y arriba.

-Electronegatividad: Es la tendencia que tiene un elemento a ganar electrones para conseguir la configuración de gas noble.

La electronegatividad es tanto mayor cuanto más pequeño es el átomo (ya que de esta forma el núcleo atrae más fuertemente a los e^- , al ser las distancias más cortas entre el núcleo y los electrones) y cuanto más cerca se encuentra el elemento de la configuración $s^2 p^6$.

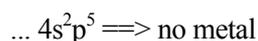
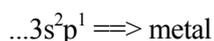
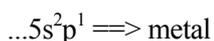
Por tanto los elementos más electronegativos son aquellos que se encuentran lo más cerca de la esquina superior derecha, siendo por tanto el Flúor el elemento más electronegativo, por el contrario el menos electronegativo (o más electropositivo) es el Cesio (teóricamente el Francio debe ser más electropositivo pero al ser un elemento muy inestable está poco estudiado químicamente).

En definitiva, en la tabla periódica: "La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo a arriba"

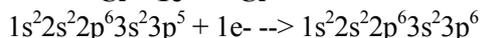
-Carácter metálico: Un elemento tiene carácter metálico cuando tiene tendencia a ceder electrones.

El carácter metálico aumenta por tanto de forma contraria a la electronegatividad, es decir, aumenta de derecha a izquierda y de arriba a abajo.

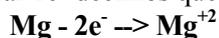
En general se considera que **un elemento es no metal** si el número de electrones del último nivel es mayor que el número del último nivel, ya que de esta forma le será más fácil ganar electrones que cederlos.



-Valencia iónica: Es el número de electrones que gana o cede un elemento para conseguir la configuración de gas noble.



Al ganar $1e^-$ decimos que tiene valencia 1^-



Al ceder $2e^-$ diremos que tiene valencia 2^+

El concepto de valencia iónica no debe generalizarse, pues en los elementos de transición debido a los orbitales "d" semivacios se presentan otras posibilidades.