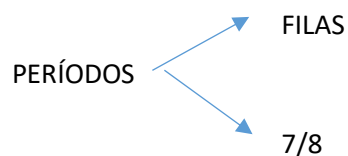
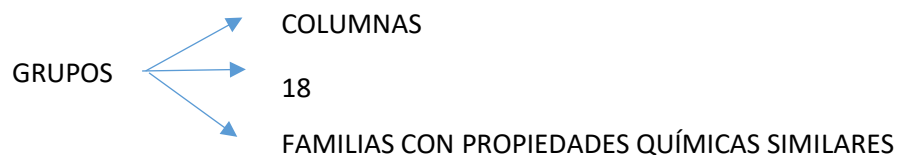


Tabla periódica



El ordenamiento de los elementos se basa en Z creciente.

Conociendo la CEE de un elemento se puede conocer su grupo y período. Por ejemplo:

$_{11}\text{Na}$ CEE: $3S^1$ Período: 3(nivel más alto alcanzado)
Grupo I A o 1 (nº e- de la CEE)

$_{34}\text{Se}$ CEE: $4S^2 4p^4$ Período: 4
Grupo: VI A o 16

$_{22}\text{Ti}$ CEE: $4S^2 3d^2$ Período: 4
Grupo: 4

Consta de 4 bloques:

- s, el último e- se encuentra en un orbital s.
- p, el último e- se encuentra en un orbital p.
- d, el último e- se encuentra en un orbital d.
- f, el último e- se encuentra en un orbital f.

Los bloques s y p corresponden a **elementos principales o representativos**. (Grupos IA al VIIIA o 1, 2 y 13 al 18). La nomenclatura tradicional es en números romanos.

El bloque d corresponde a **elementos de transición**. (Grupos 3 al 12)

El bloque f corresponde a **elementos de transición interna**.

Propiedades periódicas

Las propiedades de los átomos dependen no solo de la configuración electrónica, sino también de la atracción entre el núcleo y los electrones. En un átomo con muchos electrones, cada electrón es simultáneamente atraído hacia el núcleo y repelido por los otros electrones. Hay tantas repulsiones electrón-electrón, que es imposible analizar la situación con exactitud. Como aproximación se estima la energía de cada electrón considerando su interacción con un campo eléctrico promedio creado por el núcleo y los demás electrones del átomo. Este campo eléctrico equivale al generado por una carga situada en el núcleo, llamada **carga nuclear efectiva: Z_{ef}** . La Z_{ef} es igual al número de protones menos una constante que suele denominarse “apantallamiento”.

$$Z_{ef} = Z - \sigma.$$

Muchas de las propiedades de los átomos dependen de la carga nuclear efectiva que experimentan los electrones de su último nivel (o capa). En este caso, los electrones de las capas internas, apantallan al núcleo, reduciendo la carga que afecta a los electrones externos. Los electrones de las capas internas son muy eficientes para apantallar la carga nuclear, pero los electrones de la misma capa externa casi no se apantallan unos con otros.

En base a lo anterior, una forma aproximada de calcular la carga nuclear efectiva sobre los electrones de la capa externa consiste en restar a Z el número de electrones internos. Es decir $\sigma \approx$ número de electrones internos. Este cálculo sobre estima el valor de Z_{ef} debido a la diferente penetración de los orbitales atómicos, pero para nuestro propósito (describir cualitativamente tendencias periódicas) es una buena aproximación.

En un período, Z_{ef} aumenta al aumentar Z , pues aumenta el número de protones en el núcleo pero no aumenta el número de electrones internos.

A lo largo de un grupo Z_{ef} es prácticamente constante, pues aumentan paralelamente Z y el número de electrones internos.

Las propiedades periódicas que estudiaremos son:

- radio atómico
- energía de 1° ionización
- carácter metálico
- electronegatividad

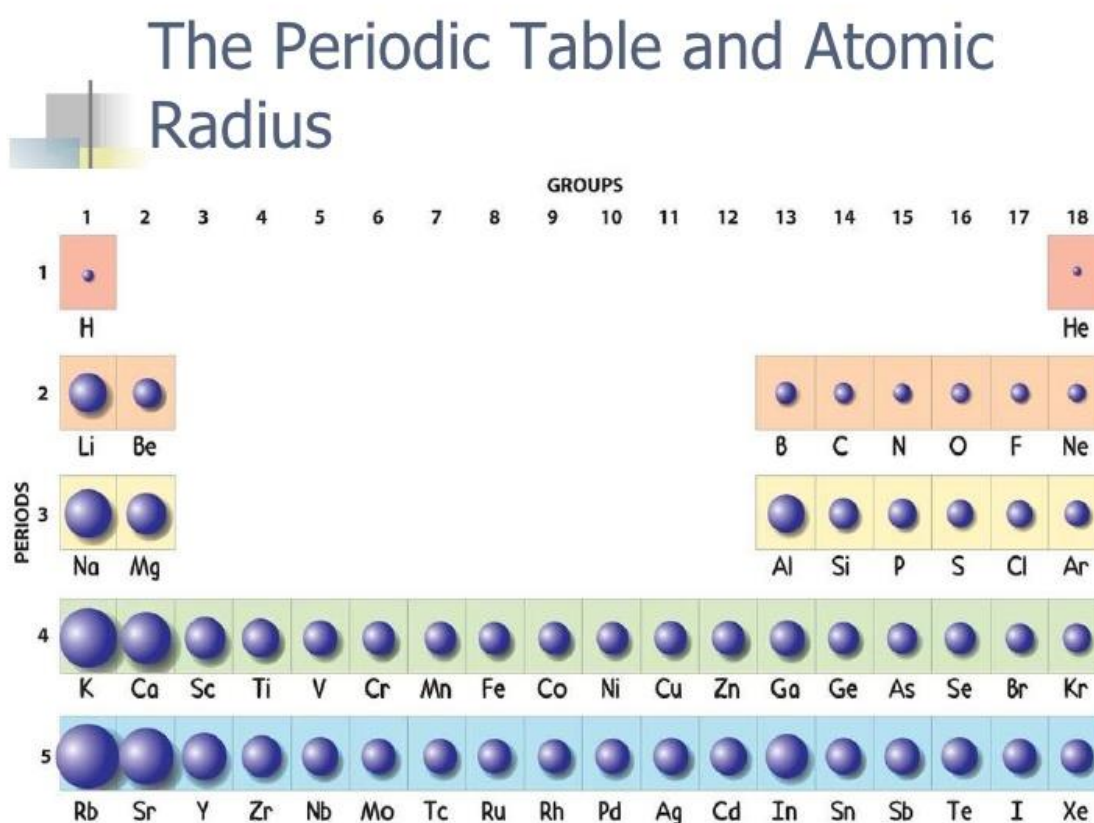
Las 2 primeras están tabuladas y se expresan con un n° y una unidad. El carácter metálico se expresa como una tendencia y la electronegatividad tiene un valor numérico pero es relativo.

1. RADIO ATÓMICO:

Relacionado directamente con el tamaño del átomo.

A lo largo de un grupo (es decir, al aumentar Z) el radio atómico aumenta. Esto se explica sencillamente porque aumenta el número de capas a medida que aumenta el período. Eso incrementa la distancia entre el núcleo y la periferia del átomo.

En cambio, a lo largo de un período se observa que el radio atómico disminuye al aumentar Z , lo cual no resulta intuitivo. Sin embargo, analizando la variación de la carga nuclear efectiva a lo largo del período (para los *elementos representativos*), se observa que Z_{ef} aumenta con Z pues el número de electrones internos permanece constante, mientras aumenta la carga nuclear. La mayor Z_{ef} que experimentan los electrones de la última capa aumenta la atracción entre el núcleo y los electrones externos disminuyendo el radio atómico.



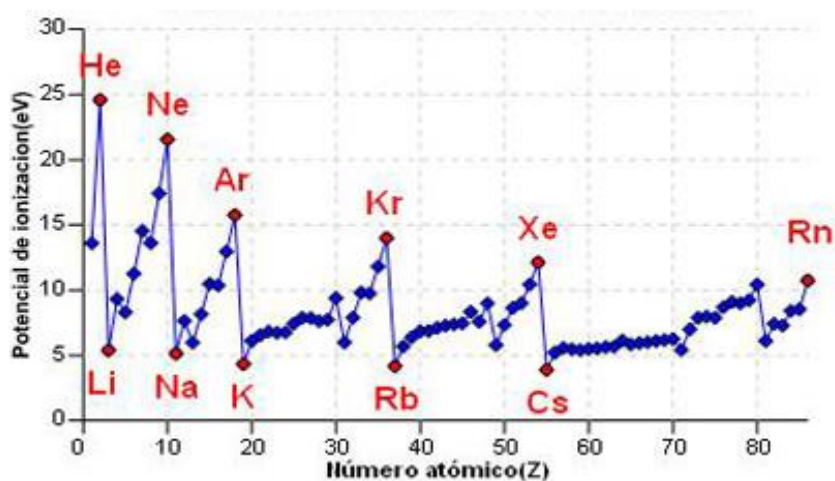
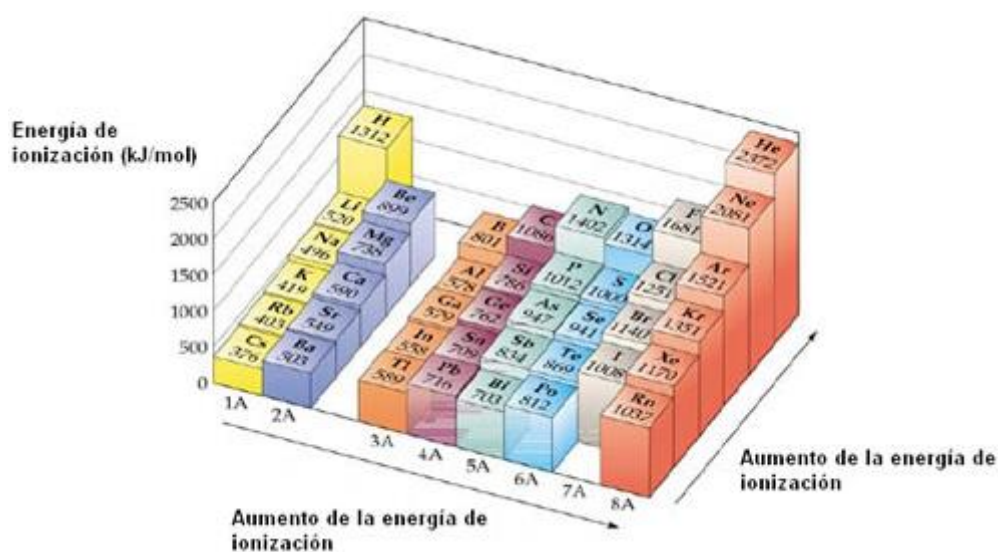
2. ENERGIA DE IONIZACION

Energía necesaria para quitar 1 e- de un átomo y formar un ión positivo o catión.

La energía requerida para eliminar el primer electrón de la capa externa depende tanto de Z_{ef} como de la distancia media entre el electrón y el núcleo. Un aumento en Z_{ef} o una disminución de la distancia al núcleo, aumenta la atracción entre el electrón y el núcleo y, por lo tanto, la energía de ionización.

A lo largo de un período, al aumentar Z aumenta Z_{ef} y disminuye el radio por lo que la tendencia general es hacia un aumento de la energía de ionización.

A lo largo de un grupo, al aumentar Z el Z_{ef} permanece aproximadamente constante mientras que el radio atómico aumenta considerablemente. Por lo tanto la energía de ionización disminuye al aumentar Z en un grupo.



3. CARÁCTER METÁLICO

Se relaciona con la capacidad para formar cationes, por eso los elementos con baja E_i , necesitan poca energía y entonces forman más fácilmente cationes.

Hacia la izquierda de la tabla periódica, aumenta el carácter metálico.

Los elementos del grupo 1 son metales muy reactivos que forman cationes monovalentes, los metales del grupo 2 forman cationes divalentes.

En el otro extremo, los elementos del grupo 17 o VII A tienen alta E_i , no pierden e^- sino que por el contrario los ganan, son no metales y forman aniones monovalentes. Los elementos del grupo 16 o VI A forman aniones divalentes.

4. ELECTRONEGATIVIDAD (E_n)

Se define como la capacidad de un elemento para atraer electrones en el contexto de la unión química, es un parámetro importante a tener en cuenta cuando se forma un enlace (que veremos en la próxima unidad). Linus Pauling propuso en 1930 una escala relativa de electronegatividades que figura en la tabla (la única de las vistas en este capítulo).

Group (vertical)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Period (horizontal)																		
1	H 2.20																	He
2	Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
3	Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
4	K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
5	Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.60
6	Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf 1.3	Db 1.5	Sg 2.36	Bh 1.9	Hs 2.2	Mt 2.20	Ds 2.28	Rg 2.54	Uub 2.00	Uut 1.62	Uuq 2.33	Uup 2.02	Uuh 2.0	Uus 2.2	Uuo 2.2
Lanthanides	*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27		
Actinides	**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.291		

Periodic table of electronegativity using the Pauling scale

Resumiendo:

