



Tabla periódica



1. ORIGEN.

De los 112 elementos que se conocen en la actualidad, algunos como el oro, la plata, el hierro o el cobre eran ya conocidos por el hombre desde la más remota antigüedad; otros, la mayor parte, fueron descubiertos entre los siglos XVIII y XIX; y finalmente, algunos lo han sido durante el presente siglo. Sirva como referencia el siguiente cuadro en el que se indica el *número de elementos químicos conocidos por el hombre en las fechas que se especifican*:

Año	Nº de elementos conocidos
1	9
1700	12
1800	34
1900	84
2000	112

En el siglo pasado se observó que había grupos de elementos que tenían *propiedades físicas y químicas similares entre sí, por lo que se imponía la necesidad de clasificar los elementos químicos en familias*, con el objeto de establecer un estudio sistemático y organizado de la Química.

En 1869, el químico ruso **D. I. Mendelejev** ordenó los elementos en filas y columnas en orden creciente de sus masas atómicas, de tal modo que, cuando las propiedades químicas de un elemento coincidían con las de algún elemento anterior lo situaba en su misma columna en la fila siguiente, de tal modo que *los elementos de una misma columna tenían propiedades análogas. Cuando algún elemento no respondía a las propiedades correspondientes a su posición, dejaba un hueco libre y pasaba a la siguiente columna, en previsión de que dicho hueco fuese ocupado por un elemento aún por descubrir*. Así, por ejemplo, la existencia del elemento que queda debajo del silicio y que hoy se conoce con el nombre de *germanio*, fue predicha por **Mendelejev** quien incluso auguró muchas de las propiedades que tendría.

Cuando se estudió la naturaleza del átomo se decidió ordenar los elementos según el *orden creciente de su número atómico (Z)*, en lugar de su masa atómica, con lo que *desaparecían algunas anomalías surgidas en la tabla de Mendelejev*.

2. BLOQUES DE LA TABLA PERIÓDICA.

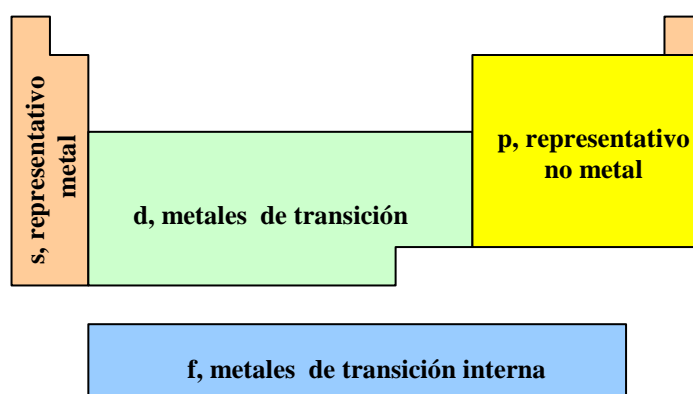
Llamamos *electrón diferenciador* al último electrón que agregamos cuando hacemos una configuración electrónica de un elemento. Según el tipo de orbital en el que se encuentre el electrón diferenciador podemos distinguir varios bloques en la tabla periódica:

1. **Elementos representativos:** si el electrón diferenciador se halla en un orbital *s* o *p*. Si se encuentra en un orbital s será un **metal**, si se encuentra en un orbital p será un **no metal**.

2. **Metales de transición:** si el electrón diferenciador se encuentra situado en un orbital d.

3. **Metales de transición interna o tierras raras:** si el electrón diferenciador se halla en un orbital f.

En la siguiente figura se exponen los diferentes bloques de la tabla periódica:



3. DESCRIPCIÓN DE LOS PERÍODOS.

Todos los periodos excepto el primero y el último (aun por completar) comienzan con la ocupación de un orbital *s* y terminan con el llenado de orbitales *p*.

En el primer periodo se llena el orbital **1s**; contiene 2 elementos.

En el segundo periodo se van ocupando los orbitales **2s** y **2p**; contiene 8 elementos.

Igualmente, en el tercer periodo se van llenado los orbitales **3s** y **3p**; contiene 8 elementos.

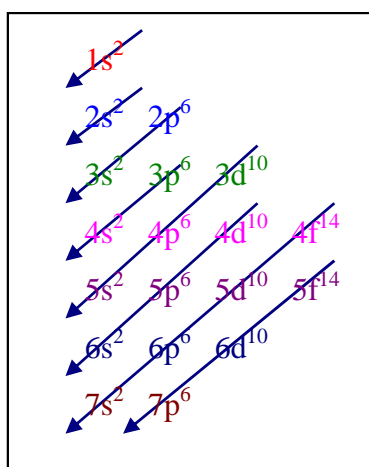
En el cuarto periodo se ocupan los orbitales **4s**, **3d** (apareciendo la 1ª serie de los metales de transición) y **4p**; contiene 18 elementos.

Análogamente en el quinto periodo se van llenando los orbitales **5s**, **4d** y **5p**, contiene también 18 elementos.

En el sexto periodo se ocupan los orbitales **6s**, **4f** (apareciendo la 1ª serie de los metales de transición interna o lantánidos), **5d** y **6p**; contiene 32 elementos.

El séptimo periodo está incompleto, se irían ocupando los orbitales **7s**, **5f** (apareciendo la 2ª serie de metales de transición interna o actínidos), **6d** y **7p**. En la actualidad se conoce hasta el elemento $Z = 112$, pero es de suponer que este período al igual que el anterior, tenga la capacidad para contener a 32 elementos.

En la siguiente figura se describe como van surgiendo los distintos periodos a partir del diagrama de Moeller.



1^{er} periodo: $1s^2 \Rightarrow 2$ elementos

2^o periodo: $2s^2, 2p^6 \Rightarrow 8$ elementos

3^{er} periodo: $3s^2, 3p^6 \Rightarrow 8$ elementos

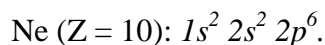
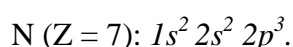
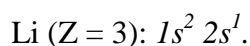
4^o periodo: $4s^2, 3d^{10}, 4p^6 \Rightarrow 18$ elementos

5^o periodo: $5s^2, 4d^{10}, 5p^6 \Rightarrow 18$ elementos

6^o periodo: $6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6 \Rightarrow 32$ elementos

7^o periodo: $7s^2, 5f^{14}, 6d^{10}, 7p^6 \Rightarrow 32$ elementos

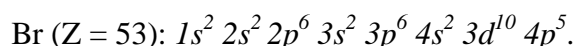
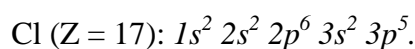
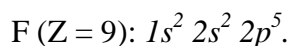
Todos los elementos de un mismo periodo tienen el mismo número de niveles electrónicos (estén completos o no). Este número coincide precisamente con el número del periodo. Sean, por ejemplo, tres elementos del 2^o periodo: Li, N y Ne, sus configuraciones electrónicas son:



Todos ellos tienen dos niveles electrónicos: $n = 1$ (K) y $n = 2$ (L). El periodo del elemento lo dará el máximo nivel que aparezca, en este caso $n = 2$.

4. DESCRIPCIÓN DE LOS GRUPOS.

Todos los elementos que forman un grupo tienen, la misma distribución electrónica en su capa más externa (**capa de valencia**). Sean, por ejemplo, los elementos F, Cl y Br, sus configuraciones electrónicas son:



Todos los elementos de una misma columna se caracterizan por tener propiedades análogas. Actualmente, los grupos se enumeran de izquierda a derecha con números que van del 1 al 18. No obstante, aun se sigue usando por su gran utilidad otra notación que de izquierda a derecha generarían los siguientes grupos: IA, IIA, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB (éste constituido por tres columnas), IB, IIB, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA y VIIIA o grupo cero.

También, algunos grupos de elementos reciben *nombres específicos* cómo ocurre con los siguientes:

IA	IIA		IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
ALCALINOS, s^1	ALCALINO-TÉRREOS, s^2		TÉRREOS, p^1	CARBONOIDEOS, p^2	NITROGENOIDEOS, p^3	ANFÍGENOS, p^4	HALÓGENOS, p^5	GASES NOBLES, p^6
								s^2

