

3) FAMILIAS

Los elementos que se comportan de manera similar están agrupados por familias y éstas forman las columnas de la tabla periódica.

Diagrama de la tabla periódica con las familias etiquetadas:

- A: Metales Alcalinos
- B: Metales Alcalino Térreos
- C: Metales de Transición
- D: Grupo del Boro
- E: Grupo del Carbono
- F: Grupo del Nitrógeno
- G: Calcógenos
- H: Halógenos
- I: Gases Nobles
- J: Lantánidos o Tierras Raras
- K: Actinidos

A: Metales Alcalinos
 B: Metales Alcalino Térreos
 C: Metales de Transición
 D: Grupo del Boro
 E: Grupo del Carbono
 F: Grupo del Nitrógeno
 G: Calcógenos
 H: Halógenos
 I: Gases Nobles
 J: Lantánidos o Tierras Raras
 K: Actinidos

4) GRUPOS

A las columnas verticales de la tabla periódica se les conoce como grupos. Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma valencia. Por ejemplo, los elementos en el grupo IA tienen valencia de +1; los del grupo IIA tienen valencia de +2.

Diagrama de la tabla periódica con los grupos etiquetados:

- I
- II
- III
- IV
- V
- VI
- VII
- VIII
- I
- II
- III
- IV
- V
- VI
- VII
- VIII

5) PERIODOS

En la tabla periódica de los elementos, un periodo es cada fila horizontal de la tabla.

El número de niveles energéticos que tiene un átomo determina el periodo al que pertenece.

Diagrama de la tabla periódica con los periodos etiquetados:

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5
- 6
- 7

6) BLOQUES

La tabla periódica se puede dividir en bloques de elementos según el orbital que estén ocupando los electrones más externos.

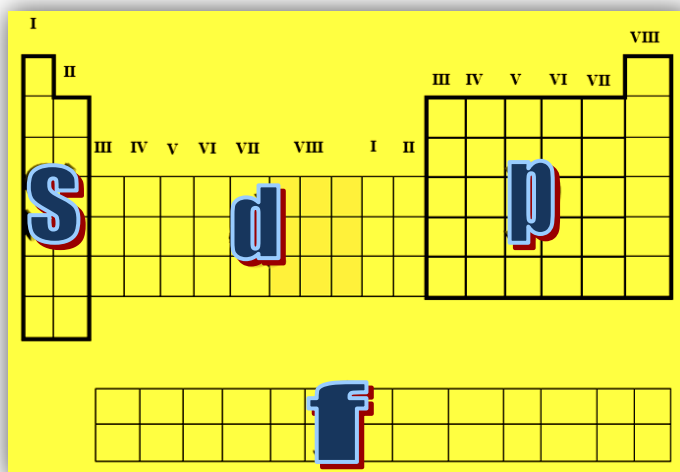
Los podemos clasificar en cuatro bloques:

Bloque “s” al que pertenecen los elementos en los cuales sus últimos electrones se encuentran en orbitales s. Capacidad máxima de **2 e⁻**

Bloque “p” al que pertenecen los elementos en los cuales sus últimos electrones se encuentran en orbitales *p*. Capacidad máxima de **6 e⁻**

Bloque “d” al que pertenecen los elementos en los cuales sus últimos electrones se encuentran en orbitales *d*. Capacidad máxima de **10 e⁻**

Bloque "f" al que pertenecen los elementos en los cuales sus últimos electrones se encuentran en orbitales *f*. Capacidad máxima de **14 e⁻**



2.2 Propiedades periódicas

I. Electronegatividad, Afinidad Electrónica, Energía de Ionización y Radio Atómico

Propiedades periódicas

Son propiedades que presentan los elementos químicos y que se repiten secuencialmente en la tabla periódica.

Por la colocación en la tabla periódica de un elemento, podemos deducir que valores presentan dichas propiedades así como su comportamiento químico.

✓ **Electronegatividad**

Mide la tendencia o capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí. Existen diferentes escalas de medición como la de Pauling

✓ **Afinidad electrónica**

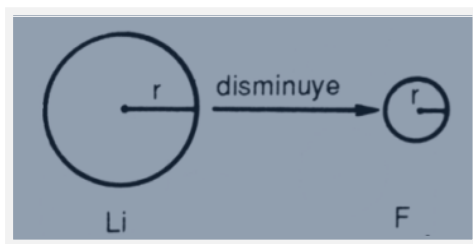
Es energía liberada de un átomo o ion al captar un primer electrón en la capa de valencia.

✓ **Energía de ionización**

Es la energía necesaria para sacar el electrón menos retenido del estado basal de átomos, moléculas o iones en el estado gaseoso, así que la energía de ionización es aquella que se requiere para llevar a cabo las reacciones.

✓ **Radio atómico**

Simboliza el tamaño de un átomo representado por su radio. Dependiendo del enlace químico, será el tipo de radio.



Este ejemplo hace referencia a que el átomo de Litio tiene un radio atómico mayor al átomo de Flúor, siendo el Litio el elemento que está ubicado más hacia el extremo inferior izquierdo.

Las propiedades varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en la tabla periódica.

[illegible][illegible]

		C			
IV	V	VI	VII	VIII	I II
		Bf			

[illegible]

En cualquiera de los casos el elemento más electronegativo también es el que tiene mayor Afinidad Electrónica, mayor Energía de Ionización sin embargo tienen menor Radio Atómico

2.3 Configuración electrónica

La configuración electrónica, es un método probabilístico que nos puede ayudar a desarrollar la distribución de los electrones en los diferentes orbitales del átomo.

Es necesario recordar que:

n = número cuántico principal indica el nivel de energía u órbita donde se encuentra el e⁻

Hay 7 Niveles

n = 1 = nivel K	Cada nivel energético contiene cierta cantidad de subniveles como lo son: s = el cual puede contener hasta 2 electrones p = el cual puede contener hasta 6 electrones d = el cual puede contener hasta 10 electrones f = el cual puede contener hasta 14 electrones	Estos electrones presentes en cada subnivel están organizados en pares dentro de orbitales
n = 2 = nivel L		
n = 3 = nivel M		
n = 4 = nivel N		
n = 5 = nivel O		
n = 6 = nivel P		
n = 7 = nivel Q		

El subnivel **s** contiene 2 electrones:

Por tal motivo contiene un solo orbital **s²** → 2 electrones en total

El subnivel **p** contiene 6 electrones:

Por tal motivo posee tres orbitales **p², p², p²** → 6 electrones en total

El subnivel **d** contiene 10 electrones:

Por tal motivo posee cinco orbitales **d², d², d², d², d²** → 10 electrones en total

El subnivel **f** contiene 14 electrones:

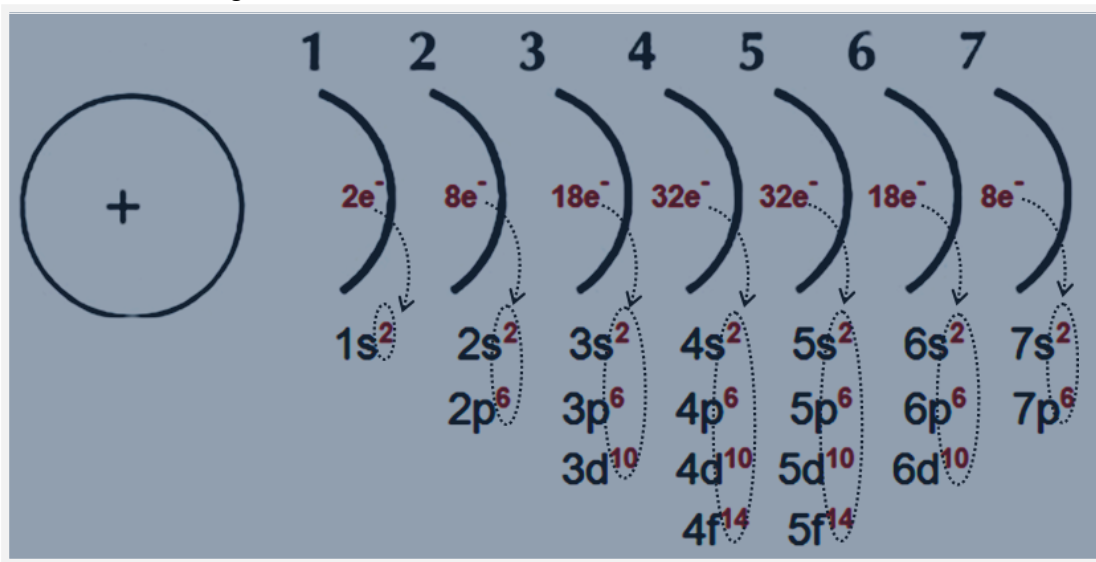
Por tal motivo posee siete orbitales **f², f², f², f², f², f², f²** → 14 electrones en total

En el siguiente cuadro se muestra la síntesis de lo mencionado:

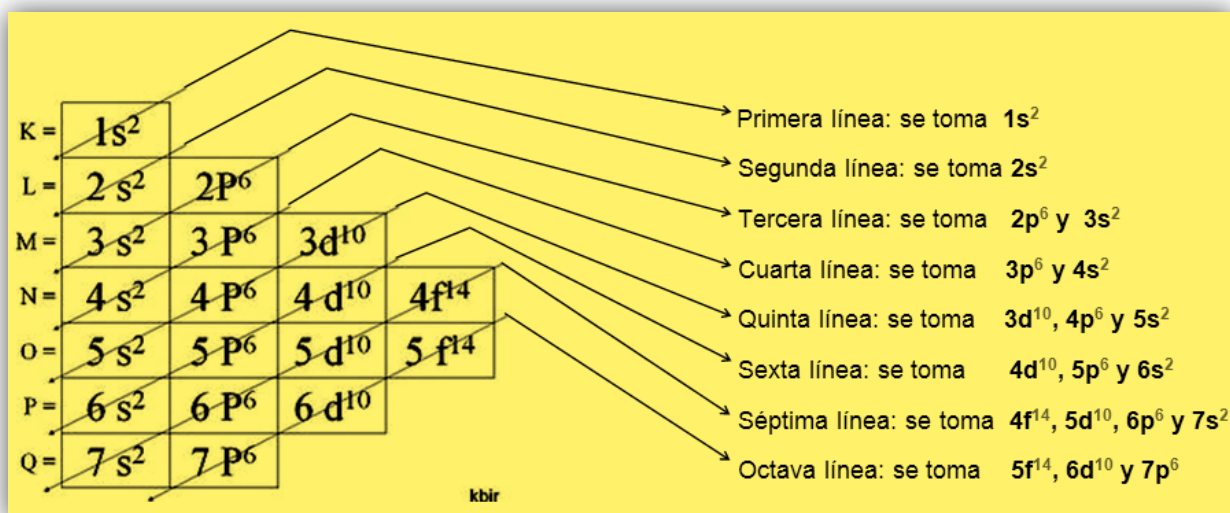
Debido a que en cada orbital, máximo puede haber 2 electrones	Subnivel	Número de orbitales	e- por orbital	Número de electrones por subnivel
En el orbital s, entran 2	s	1	x 2 =	2
En los 3 orbitales p, entran 6	p	3	x 2 =	6
En los 5 orbitales d, entran 10	d	5	x 2 =	10
En los 7 orbitales f, entran 14	f	7	x 2 =	14

El subnivel (s, p, d, f) que posee la orbita es considerado como l = número cuántico secundario que determina el número de subniveles u orbitales. Nos da idea de la forma que tiene la zona de probabilidad donde se puede encontrar un electrón (orbital).

En la siguiente figura se está representando un átomo con el máximo de niveles energéticos u órbitas (7) y con la cantidad máxima de electrones que es capaz de contener en cada una de dichas órbitas. Además se demuestra simbólicamente como estarían organizados esos electrones en cada subnivel:



Para desarrollar la configuración electrónica, se aplica la regla de las diagonales o diagrama de Moeller que nos ayuda a llenar cada orbital:



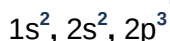
De aquí, que los subniveles se llenan como:

1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶, 4s², 3d¹⁰, 4p⁶, 5s², 4d¹⁰, 5p⁶, 6s², 4f¹⁴, 5d¹⁰, 6p⁶, 7s², 5f¹⁴, 6d¹⁰, 7p⁶

Y se llenan hasta completar los electrones que posee un cierto elemento, según la información contenida en la tabla periódica como número atómico.

Ejemplo 2.1

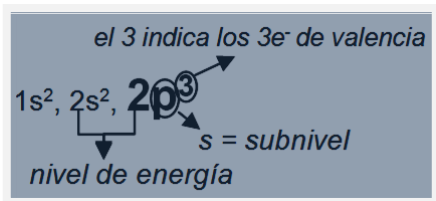
El Nitrógeno **N** tiene un número atómico (Z) de **7**, por lo que su configuración electrónica queda como:



Sabemos que el superíndice indica la cantidad de electrones en cada subnivel, al sumar estos tenemos que:

$$2+2+3 = 7$$

Hemos entonces completado los 7 electrones que contiene el elemento N.



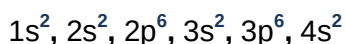
Nota

Debe notarse, al último ya no colocamos los seis electrones que corresponden al subnivel p, ya que con 3 bastaron para completar los 7 totales del Nitrógeno.

La información que obtenemos a partir de la configuración electrónica es que el Nitrógeno tiene *2 niveles de energía* y *en la última órbita posee los subniveles s y p que tienen 2 y 3 electrones respectivamente los cuales suman 5 electrones de valencia*.

Ejemplo 2.2

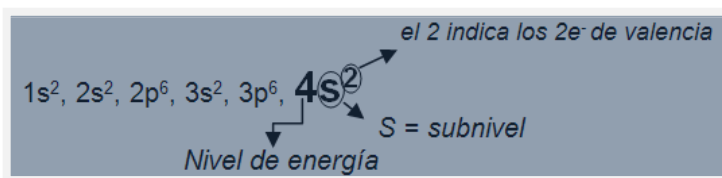
El **Ca** tiene un número atómico (Z) de **20**, por lo que su configuración electrónica queda como:



Sabemos que el superíndice indica la cantidad de electrones en cada subnivel, al sumar estos tenemos que:

$$2+2+6+2+6+2 = 20$$

Hemos entonces completado los 20 electrones que contiene el elemento Ca.



La información que obtenemos a partir de la configuración electrónica, es que el calcio tiene *4 niveles de energía*, *donde en su última orbital s, posee 2 electrones de valencia*.

Ejemplo 2.3

- El Te (Telurio): Número atómico (Z) = 52

Por lo tanto: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^4$

para comprobar: $2+2+6+2+6+2+10+6+2+10+4 = 52$

Nota

Debe notarse, que en éste caso, al último ya no colocamos los seis electrones que corresponden al subnivel p, ya que con 4 bastaron para completar los 52 totales del Telurio.