

# TEORÍA - ESTRUCTURA ATÓMICA

El átomo está dividido en dos zonas:

**Núcleo**, en el cual se encuentran los protones (con masa y carga positiva unidad) y los neutrones (con masa pero sin carga)

**Corteza**: en la cual se encuentran los electrones (sin masa y con carga negativa unidad)

Los elementos se representan indicando su masa y su carga de la forma siguiente:

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ M A S I C O} &= \text{N}^\circ \text{ protones} + \text{N}^\circ \text{ neutrones} = 206 \\ \text{N}^\circ \text{ A T O M I C O} &= \text{N}^\circ \text{ protones} = \text{N}^\circ \text{ electrones} = 82 \end{aligned} \text{Pb}$$

## LA CORTEZA ATÓMICA

**Órbita**: Es un concepto que deriva de la teoría atómica de Bohr. Representa la trayectoria descrita por un electrón en su giro alrededor del núcleo

**Orbital**: Es un concepto que deriva de la teoría mecanocuántica del átomo. Representa la zona del espacio en la que hay probabilidad de encontrar al electrón. Precisamente la zona de máxima probabilidad coincide con la órbita de Bohr

Los electrones se encuentran en diferentes niveles energéticos dentro del átomo, los cuales vienen caracterizados por unos parámetros llamados **números cuánticos**. Son cuatro y su significado es el siguiente:

**Nº cuántico principal:  $n$** : Nos da idea del volumen efectivo del orbital.

Valores posibles: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7....

**Nº cuántico secundario:  $l$** : Determina la forma del orbital

Valores posibles: 0, 1, 2, 3, ... ( $n - 1$ ) (Se representan por letras:  $s = 0$ ,  $p = 1$ ,  $d = 2$ ,  $f = 3$ )

**Nº cuántico magnético orbital:  $m_l$** : Nos indica la orientación del orbital en el espacio

Valores posibles: - $l$ , ... -1, 0, +1, ... + $l$

Estos tres primeros números cuánticos definen el orbital atómico.

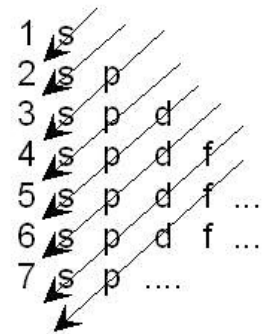
**Nº cuántico magnético de spin:  $m_s$** : Nos indica el sentido de giro del electrón sobre sí mismo

Valores posibles:  $-\frac{1}{2}$  y  $+\frac{1}{2}$

## CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS. REGLAS QUE LAS RIGEN:

**PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI**: En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales.

**PRINCIPIO DE AUFBAU O DE LLENADO**: Rige el orden de llenado de los diferentes niveles y subniveles. Se realiza utilizando el siguiente diagrama, en el cual comienza a llenarse el subnivel 1s, después 2s, 2p, 3s, etc, siguiendo el orden de las flechas y colocando en cada subnivel el número máximo de electrones que quepan en él, hasta terminar con todos los electrones que tenga ese átomo. Si no hay suficientes para completar el último subnivel, éste y solo éste quedará incompleto. (Con este diagrama de Moeller no se obtiene la configuración real de algunos elementos concretos que son excepciones a la regla general: Cu, Ag, Au, La, etc)



El número máximo de electrones que caben en cada subnivel es el siguiente:

$$s = 2 ; p = 6 ; d = 10 ; f = 14$$

**PRINCIPIO DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND**: Los electrones, al ocupar un subnivel, se distribuyen en el mayor número posible de orbitales de forma que sus spines sean paralelos (máxima multiplicidad o desapareamiento máximo), así, en el caso de los orbitales p (son tres:  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ) entrarán uno en cada orbital:  $p_x^1$ ,  $p_y^1$ ,  $p_z^1$   $\uparrow$   $\uparrow$   $\uparrow$  y después, entrará el segundo electrón en cada orbital  $p_x^2$ ,  $p_y^2$ ,  $p_z^2$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$

**ESPECTROS ATÓMICOS** Un espectro es el resultado de descomponer una radiación en todas sus componentes de diferentes longitudes de onda. Puede ser: **espectro continuo**, cuando contiene toda la gama de longitudes de onda o **espectro de líneas**, cuando contiene solamente radiaciones de algunas longitudes de onda. Según cómo se obtenga, puede ser: **espectro de emisión**, cuando se obtiene a partir de la luz emitida por un cuerpo, o bien **espectro de absorción**, cuando se analiza una luz que atraviesa un cuerpo.