

UNIDAD 3: EL ÁTOMO

Estructura Atómica

En 1913, N. Bohr propuso un modelo atómico, basado en tres postulados, que justificaba las series espectrales en el caso del átomo de hidrógeno. Los postulados son:

1. El electrón orbita alrededor del núcleo (con carga positiva) en órbitas estacionarias, en las que no emite ni absorbe energía, debida a la interacción electrostática.

$$K \cdot \frac{Z \cdot e \cdot e}{r^2} = m \cdot \frac{v^2}{r}$$

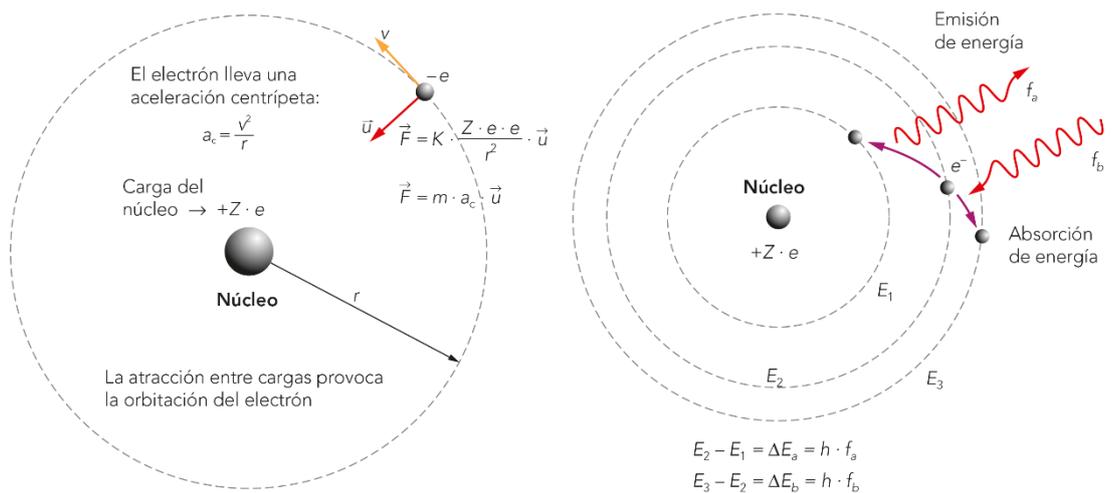
2. Las órbitas estacionarias no son cualesquiera, sino aquellas en las que el momento angular, L , del electrón es múltiplo de $h/(2 \cdot \pi)$:

$$L = r \cdot m \cdot v = \frac{n \cdot h}{2 \cdot \pi} ; n = 1, 2, 3, \dots$$

3. Al pasar de una órbita a otra, el electrón emite o absorbe radiación electromagnética con una energía igual a la diferencia de energía de las dos órbitas:

$$\Delta E = h \cdot f$$

Modelo atómico de Bohr



Con este último modelo atómico, la estructura del átomo quedó de la siguiente manera. El átomo está formado por un núcleo y una corteza. Las partículas subatómicas por las que se conforma el átomo son:

Protón: partícula con carga positiva, +1, y masa 1u.

Electrón: partícula con carga negativa, -1, y masa 1/1836 u.

Neutrón: partícula sin carga y masa 1u.

En el núcleo atómico se encuentran los protones y neutrones; y los electrones están en la corteza girando.

Para poder conocer el número de protones, neutros y electrones que tiene un átomo necesitamos conocer su número atómico y su número másico.

Número atómico (Z) → número de protones

Número másico (A) → número de protones + número neutrones

Para saber el número de electrones que tiene el átomo hay que tener en cuenta el tipo de átomo del que se trata:

- Átomo neutro: tiene el mismo número de protones que de electrones, no tiene carga eléctrica.
- Ion: átomo que ha perdido o ganado electrones, por lo tanto, tiene carga eléctrica. Pueden ser:
 - Cationes: átomo que ha perdido electrones, su carga es positiva.

$$\text{N}^{\circ} \text{ electrones} = Z - \text{carga}$$

- Aniones: átomo que ha ganado electrones, su carga es negativa.

$$\text{N}^{\circ} \text{ electrones} = Z + \text{carga}$$

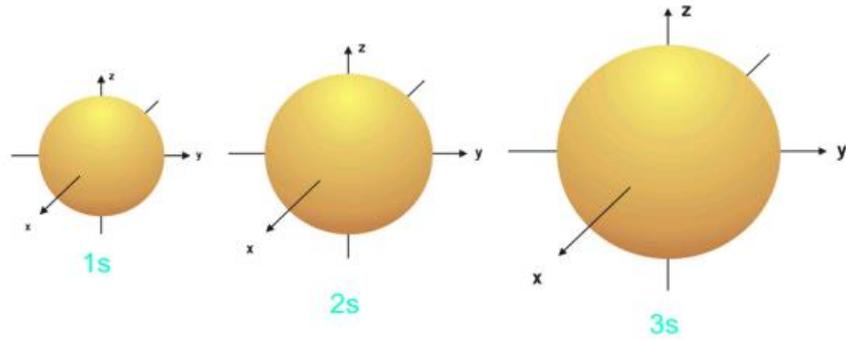
- Isótopos: son átomos del mismo elemento que tienen distinto número másico (A) y el mismo número atómico (Z), esto se debe a que tienen distinto número de neutrones en el núcleo.

Orbitales atómicos y números cuánticos

Como consecuencia del principio de incertidumbre, se establece la imposibilidad de establecer con precisión la trayectoria del electrón en el espacio. Definimos, por tanto, un orbital atómico como la región del espacio donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón.

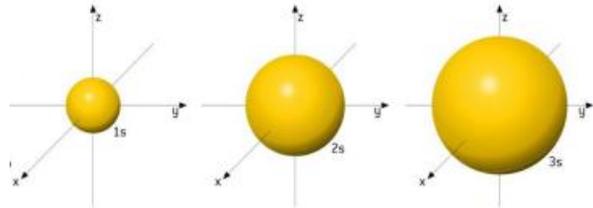
Los números cuánticos podemos entenderlos como "las herramientas" que vamos a usar para describir un orbital determinado del átomo y al electrón o electrones que los ocupa. Los 3 primeros (n, l, m) nos dan información acerca del orbital y el 4º número cuántico (s) acerca del electrón (o electrones) que los ocupa.

- Número cuántico principal (n): indica la capa o nivel de energía, está relacionado con el tamaño del orbital. Toma valores desde 1 hasta 7.

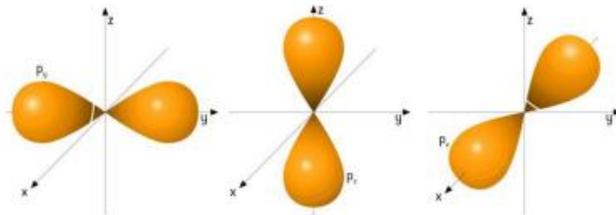


- Número cuántico secundario o del momento angular (l): indica la subcapa o subnivel de energía. Toma valores desde 0 hasta $(n-1)$. También nos indica la forma (tipo) del orbital.

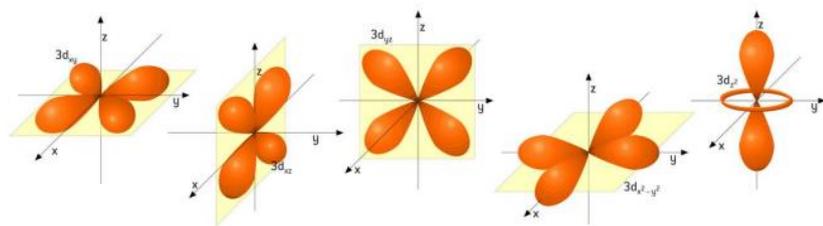
- $l = 0 \rightarrow$ orbital tipo s



- $l = 1 \rightarrow$ orbital tipo p



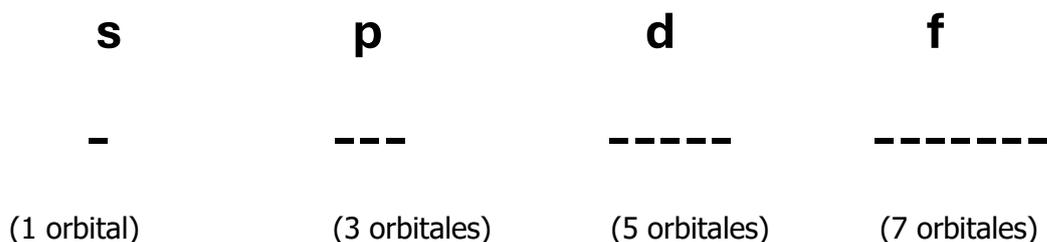
- $l = 2 \rightarrow$ orbital tipo d



- $l = 3 \rightarrow$ orbital tipo f

- Número cuántico magnético (m): indica las posibles orientaciones espaciales de los orbitales. Toma valores desde $-l$ hasta $+l$.
- Número cuántico magnético de espín (s): indica las dos posibles orientaciones que puede adoptar el campo magnético creado por el electrón al girar sobre sí mismo. Puede tomar valores $+1/2$ y $-1/2$.

La notación orbital va a ser muy útil para saber representar cada subnivel en notación orbital:



Cada una de estas "rayas" representa un orbital que va a albergar los electrones (flechas). Para ver cómo se rellenan estos orbitales expondremos dos principios fundamentales:

- Principio de exclusión de Pauli: en un mismo átomo no puede existir dos electrones con los valores de los cuatro números cuánticos iguales. De este principio se deduce que cada orbital solo puede albergar como máximo dos electrones y estos electrones tendrán espines opuestos (apareados)
- Principio de máxima multiplicidad de Hund: cuando en un subnivel energético existen varios orbitales disponibles, los electrones tienden a ocupar el máximo número de ellos y, además, con espines paralelos. Primero se colocan todas las flechas (electrones) en paralelo y después se completan con flechas antiparalelas conforme se van añadiendo electrones hasta completar el subnivel.

Para conocer la energía de los orbitales de átomos polielectrónicos se realiza la regla $n+1$; en caso de tener dos orbitales con la misma energía, tiene mayor energía aquel que tiene mayor n .

Por ejemplo: ¿Cuál de los siguientes orbitales es más energético? 5d, 4s, 3p

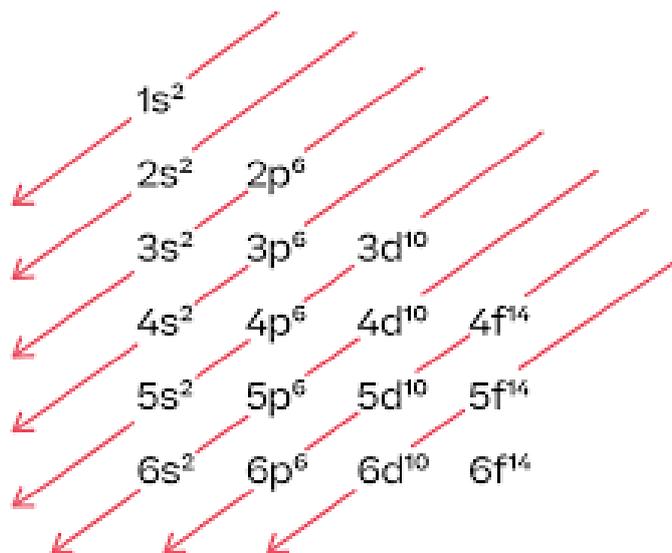
$$5d = 5 + 2 = 7$$

$$4s = 4 + 0 = 4 \quad \text{El orden de la energía de los orbitales son: } 5d > 4s > 3p$$

$$3p = 3 + 1 = 4$$

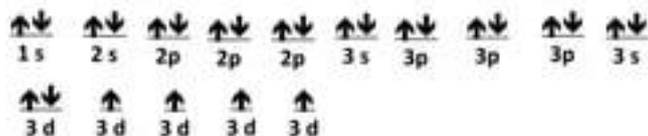
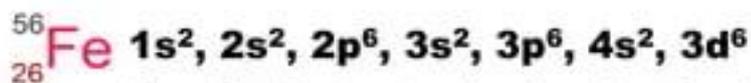
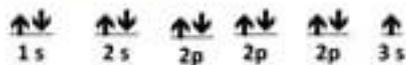
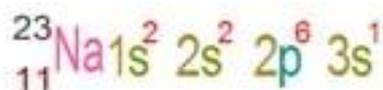
Configuración electrónica

Consiste en la distribución de los electrones que tiene un átomo en sus respectivos orbitales, utilizando el diagrama de Möeller



Ejemplo de configuración electrónica y notación orbital

Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales



El sistema periódico

El conocimiento de la tabla periódica nos da información cualitativa de los distintos elementos. El sistema periódico está formado por 18 grupos (columnas) y 7 periodos (filas), los elementos del mismo grupo tienen idéntica configuración electrónica de la capa de valencia (última capa) y es la responsable de las propiedades químicas del grupo. Como veremos a continuación, conociendo el grupo y periodo que ocupa el elemento en la tabla periódica no tendremos ningún problema para describir su configuración electrónica:

- En los **grupos 1-2 y 13-18**: el periodo coincide con el numero cuántico principal de la capa de valencia, el grupo coincide con las siguientes terminaciones de configuración electrónicas.

1..... s^1 → 1 electrón en la capa de valencia
 2..... s^2 → 2 electrones en la capa de valencia
 13..... s^2p^1 → 3 electrones en la capa de valencia
 14..... s^2p^2 → 4 electrones en la capa de valencia
 15..... s^2p^3 → 5 electrones en la capa de valencia
 16..... s^2p^4 → 6 electrones en la capa de valencia
 17..... s^2p^5 → 7 electrones en la capa de valencia
 18..... s^2p^6 → 8 electrones en la capa de valencia.

La gran estabilidad de los gases nobles se justifica por tener la capa de valencia completa.

- En los **metales de transición (grupos 3-12)**: el periodo coincide con el numero cuántico principal de la capa mas externa, el grupo coincide con las siguientes terminaciones de la configuración electrónica:

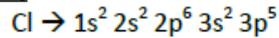
3..... d^1	8..... d^6
4..... d^2	9..... d^7
5..... d^3	10..... d^8
6..... d^4	11..... d^9
7..... d^5	12..... d^{10}

Formación de iones estables

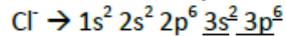
El objetivo de que los átomos formen iones es conseguir estabilidad, y como lo mas estable que hay son los gases nobles, el formar el ion consiste en hacer coincidir su configuración electrónica con la del gas noble en cuestión.

Esta norma la suelen cumplir los elementos de los grupos representativos (1-2 y 13-17), los cuales suelen ganar o perder electrones para adquirir la configuración del gas noble.

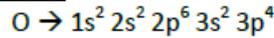
Cloro (Cl)



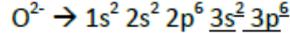
Como le falta 1 electrón para ser gas noble, su ion estable será Cl^- .



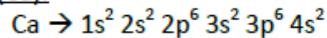
Oxígeno (O):



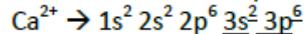
Como le faltan 2 electrones para ser gas noble, su ion estable será O^{2-} .



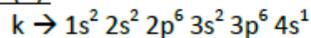
Calcio (Ca):



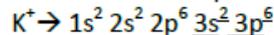
Como le sobran 2 electrones para ser gas noble, su ion estable será Ca^{2+} .



Potasio (K):

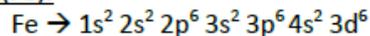


Como le sobra 1 electrón para ser gas noble, su ion estable será K^+ .



Sin embargo, los elementos de los metales de transición (grupos 3-12) a menudo incumplen esta norma y suelen hacerse estables perdiendo los electrones de la capa más externa.

Hierro (Fe):



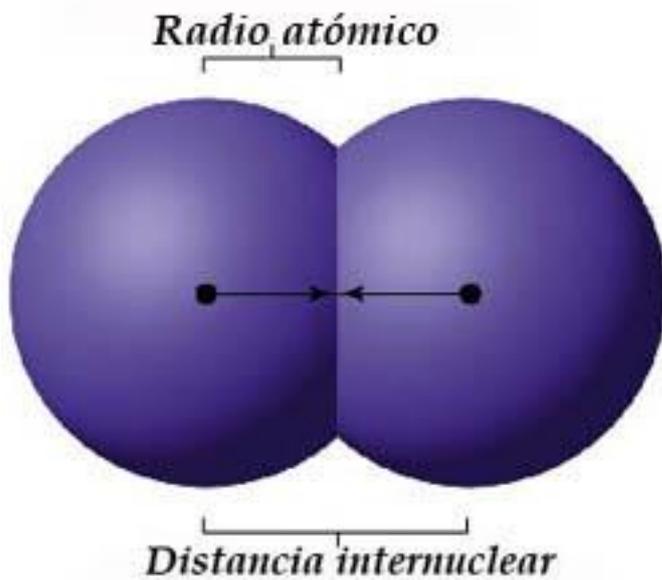
Se hace más estable perdiendo los electrones de su capa más externa, así el ion Fe^{2+} tendría mayor estabilidad $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$

Propiedades periódicas

A continuación, vamos a estudiar das distintas propiedades que podemos conocer dependiendo de la posición en la tabla periódica.

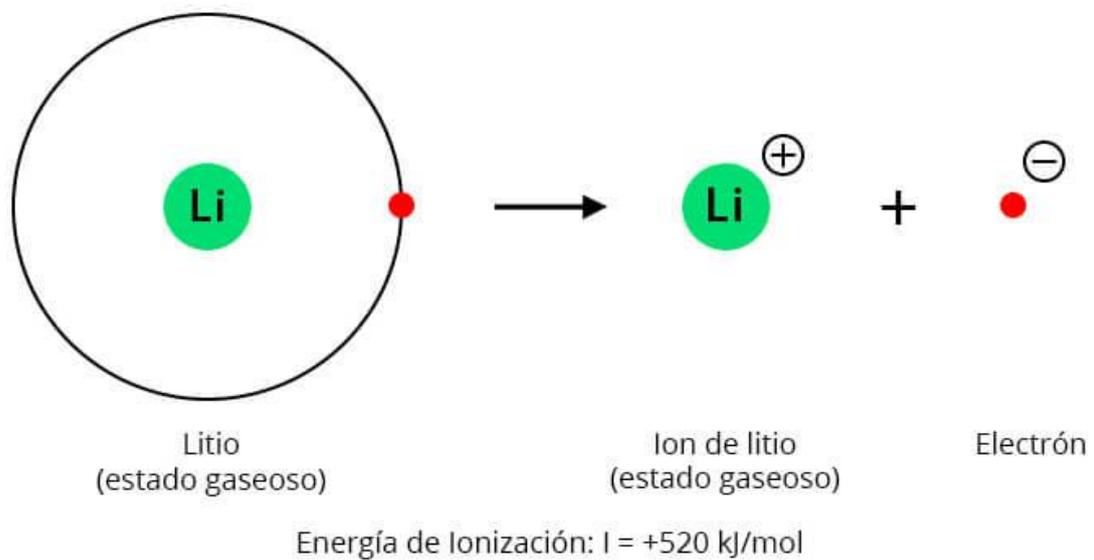
Radio atómico

Es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes en un sólido metálico, o bien, en el caso de sustancias covalentes, a partir de la distancia entre los núcleos de los átomos idénticos de una molécula.



Energía de ionización (potencial de ionización)

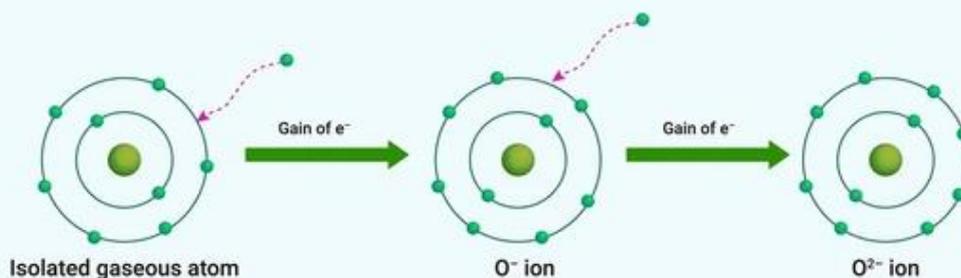
Energía mínima necesaria para arrancar un electrón (el más externo al núcleo) de un átomo neutro en estado gaseoso y en su estado fundamental.



Afinidad electrónica

Es la energía desprendida (a veces absorbida) cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón para formar un ion negativo (anión).

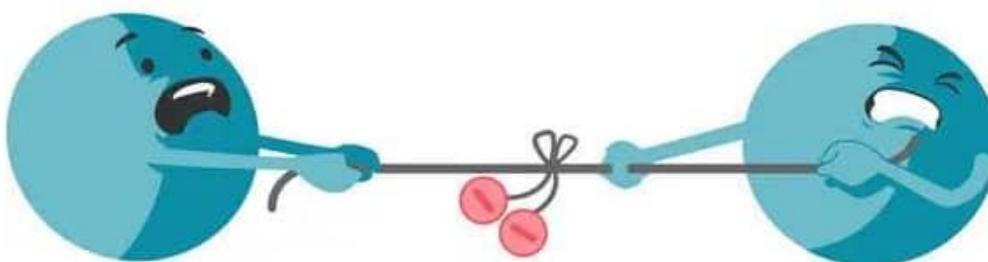
Electron Affinity



Electronegatividad

Es la capacidad que tiene un átomo de un elemento dado de atraer hacia sí el par o pares de electrones compartidos en un enlace covalente.

ELECTRONEGATIVIDAD



Tendencia de un átomo a atraer electrones de átomos vecinos dentro de una molécula

POR WWW.AREACIENCIAS.COM