

Estructura atómica

Una vez descubierto el átomo, la curiosidad del hombre lo impulsó a querer saber qué había en su interior. Fue así como, después de muchos experimentos, se descubrió que en el interior de éstos se encuentran encerradas una serie de partículas que poseen energía propia y que son las directas responsables de los fenómenos eléctricos.

• En 1808, el físico y químico británico Jhon Dalton (1766- 1844) formuló las primeras bases que marcaron el inicio de la era atómica. Sin embargo, una de sus teorías que afirmaba que el átomo era indivisible fue modificada, ya que como se sabe el átomo sí puede ser dividido siendo éste el principio de la energía nuclear. En 1913, Niels Bohr, enunció lo que hoy se conoce como **TEORÍA ELECTRÓNICA** y explicó que, si fuera posible ver el interior de un átomo, éste sería semejante a un sistema solar en miniatura. **Figura 1.6.** Hoy en día un átomo se representa como se muestra en la **figura 1.7**.

Carga eléctrica del átomo

Cuando decimos que los electrones y los protones tienen carga eléctrica, esto quiere decir que poseen una fuerza la cual ejercen en todas las direcciones y que, gracias a ella, una partícula tiene el poder de atraer o rechazar otras partículas.

ESTRUCTURA ATÓMICA

La **carga negativa** del electrón y la fuerza ejercida por ésta, se encuentra dirigida hacia adentro y tiene el mismo valor que la **carga positiva** del protón, cuya fuerza está siempre dirigida hacia afuera. Esto genera dos **CAMPOS ELÉCTRICOS** contrarios, pero de igual magnitud, por lo cual, los átomos son eléctricamente neutros.

Para que se produzcan cambios eléctricos en los átomos, éstos deben estar descompensados o desequilibrados, y reciben el nombre de **iones**. Un ion se forma cuando un átomo gana o pierde uno o varios electrones. Pueden ser de dos clases:

Ion positivo: cuando hay más protones que electrones, por haber perdido uno o más electrones.

Ion negativo: cuando hay más electrones que protones, por haber ganado uno o más electrones.

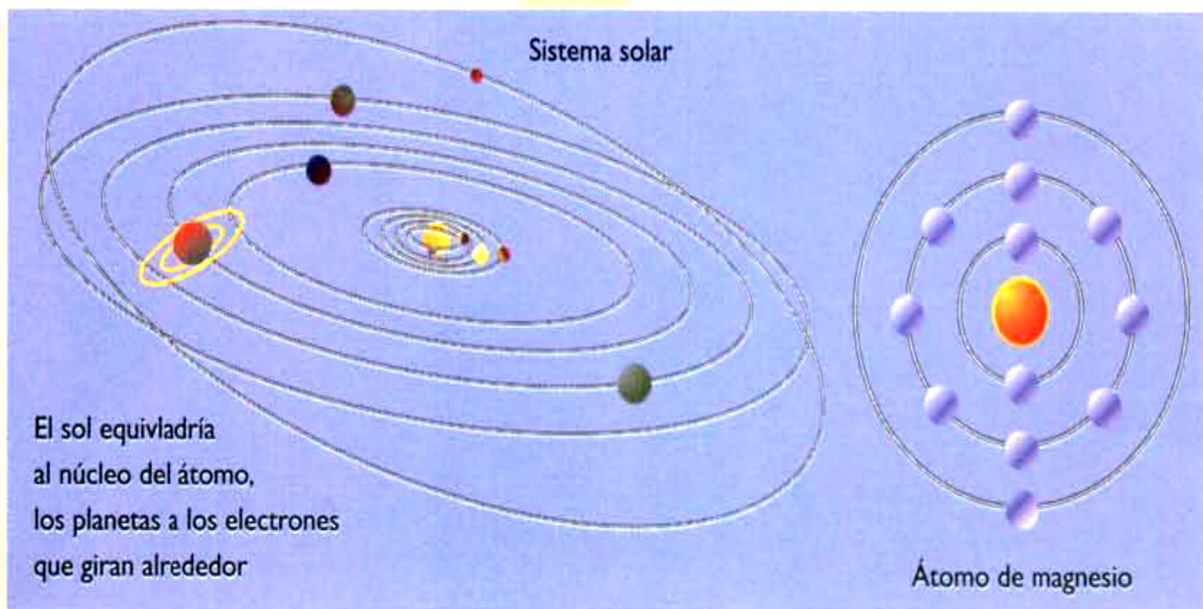


Figura 1.6. Analogía hecha por Niels Bohr

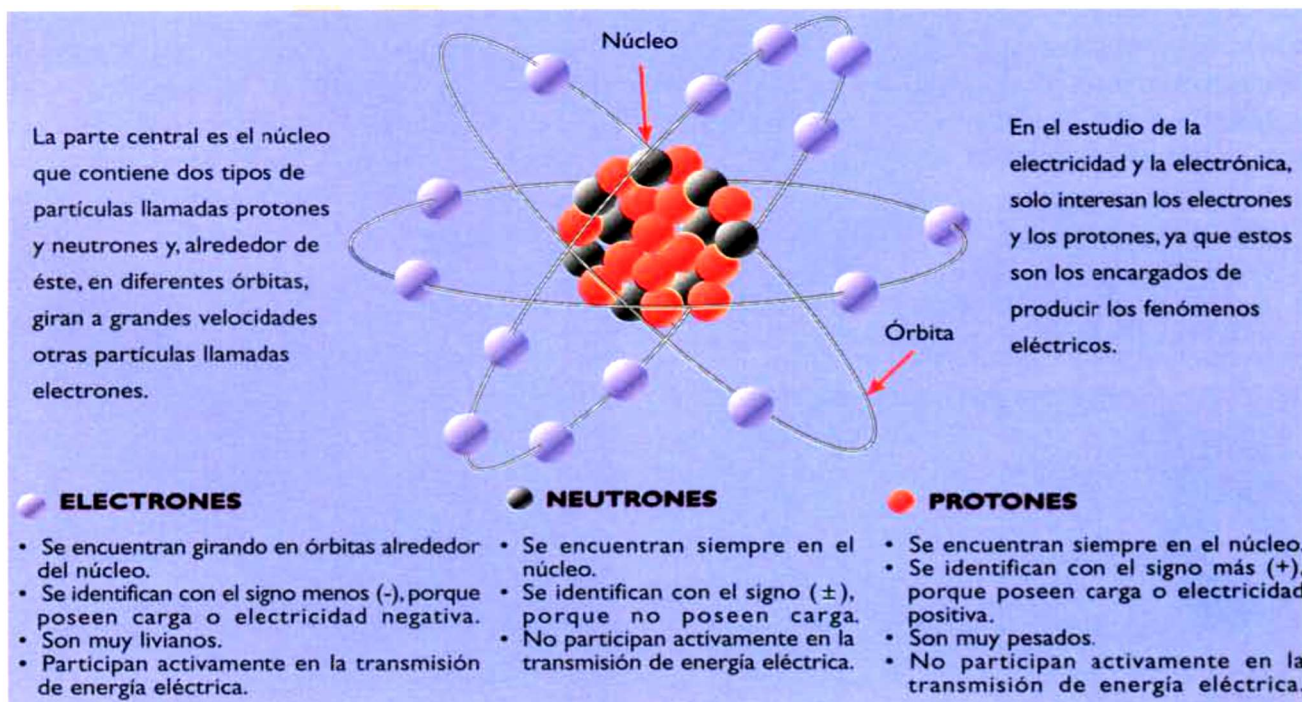


Figura 1.7. Representación moderna del átomo

Ley de cargas:

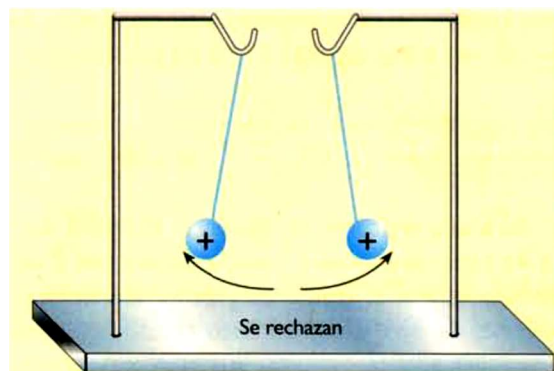


Figura 1.8. Cargas iguales se repelen

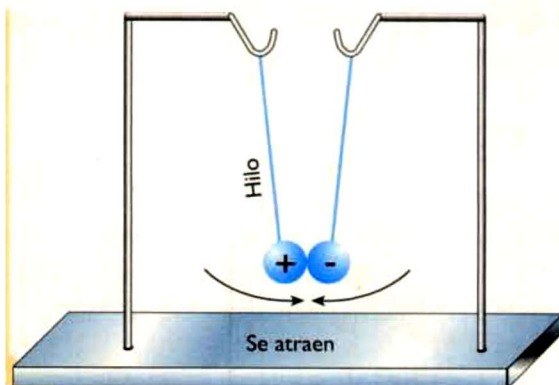


Figura 1.9. Cargas distintas se atraen

Número atómico

Todos los electrones y todos los protones son iguales, sin importar el material al que pertenecen. Entonces, si todos los materiales están formados por las mismas partículas ¿cómo es que son tan diferentes? Los materiales se diferencian unos de otros porque el número de electrones que poseen en cada átomo es diferente a los de los demás. El número de protones que hay en el núcleo de cada átomo es siempre igual al número de electrones que giran en torno de él. A esta característica se le conoce como **NÚMERO ATÓMICO**. Por ejemplo, el número atómico del oxígeno es 8 porque tiene 8 protones y 8 electrones, y se diferencia del aluminio, porque este último posee 13 electrones y 13 protones; es decir, su número atómico es 13; figura 1.10

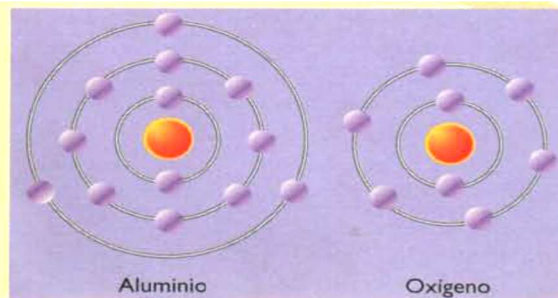


Figura 1.10. Número atómico

NIVELES DE ENERGÍA Y ELECTRONES DE VALENCIA

Niveles de energía y distribución de los electrones en el átomo

Ya sabemos que los electrones se encuentran girando en órbitas alrededor del núcleo. Ahora la pregunta es: ¿cuántas órbitas pueden haber alrededor del núcleo y cuántos electrones pueden circular en cada una de ellas? Conforme a la **teoría electrónica** de Bohr y la cuantificación de la energía, los átomos pueden tener un máximo de siete órbitas o capas alrededor del núcleo, las cuales se denominan con las letras K, L, M, N, O, P, y Q, y cada una de ellas acepta solamente un cierto número de electrones así: la primera tendrá 2 electrones, la segunda 8, la tercera 18, la cuarta 32 y así sucesivamente, tal como se observa en la **figura 1.11**. Los electrones que se encuentran en las capas más cercanas al núcleo son atraídos con más fuerza por los protones, que los que se encuentran en las órbitas más alejadas. Como los electrones que hay en cada órbita poseen cierta cantidad de energía, a éstas también se les llama **niveles de energía**, y la cantidad de energía que tiene cada nivel, depende del número de electrones que posee.

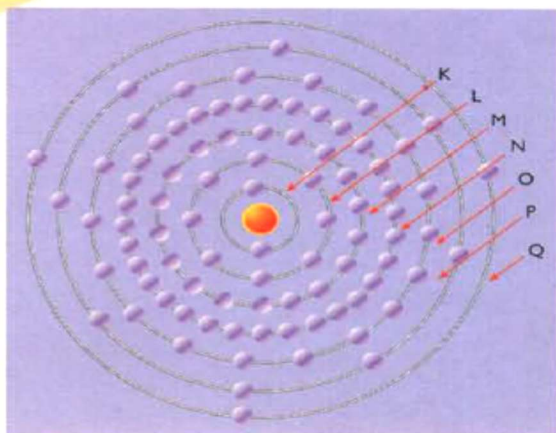


Figura 1.11. Niveles de energía

Electrones de valencia

Desde el punto de vista eléctrico, de todas las órbitas o niveles de energía, solo nos interesa estudiar la última de cada átomo, pues los electrones que se encuentran en ella son quienes determinan las propiedades químicas y físicas de los elementos y son directamente los responsables de los fenómenos eléctricos. Dichos electrones

reciben el nombre de electrones de valencia y pueden ser un máximo de ocho. De acuerdo al número de **electrones de valencia** que tengan los átomos de un elemento, desde el punto de vista eléctrico, éstos pueden clasificarse como conductores, aislantes y semiconductores.

Conductores: a este grupo pertenecen los átomos que poseen menos de cuatro electrones de valencia, los cuales tienden a perder dichos electrones para lograr su equilibrio. Estos materiales reciben el nombre de **METALES** y son los más adecuados para producir fenómenos eléctricos; a este grupo pertenecen, por ejemplo, el cobre que tiene un electrón de valencia, el hierro dos y el aluminio tres. Podemos observar la distribución de sus electrones en la **figura 1.12**. Aquellos que poseen un solo electrón de valencia son los mejores conductores.

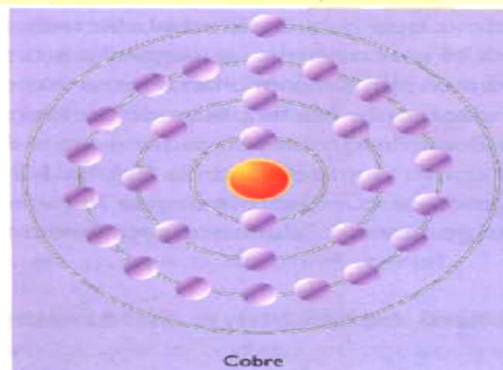


Figura 1.12. Átomos de los conductores

Aislantes: son aquellos que tienen más de cuatro electrones de valencia. Son llamados **METALOIDES**, porque tienden a ganar los electrones necesarios para lograr su equilibrio; ejemplos de éstos son el fósforo que tiene cinco electrones de valencia, el azufre que tiene seis y el cloro con siete. En la **figura 1.13** observamos la distribución de los electrones para estos elementos. Aquellos átomos que poseen ocho electrones de valencia son químicamente muy estables y por esta razón es muy difícil producir un fenómeno eléctrico con ellos, un ejemplo de éstos es el xenón.

Semiconductores: poseen cuatro electrones de valencia y sus propiedades se encuentran en un punto medio entre conductores y aislantes. Ejemplos de éstos son el silicio y el germanio; podemos observar la distribución de sus electrones en la **figura 1.14**.

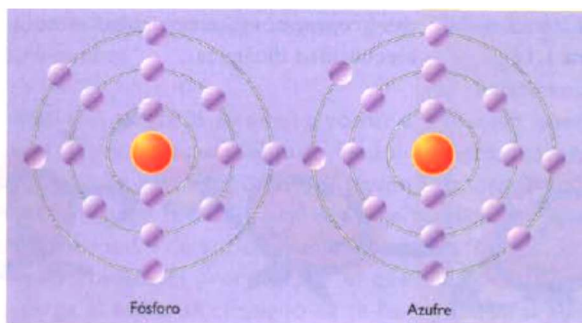


Figura 1.13. Átomos de los aislantes

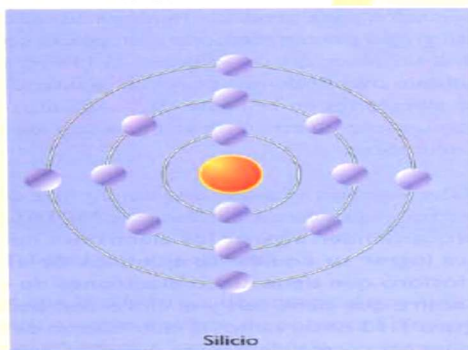


Figura 1.14. Átomos de los semiconductores

Electrones libres en los metales

Los átomos tienen la habilidad de relacionarse entre sí por medio de enlaces, empleando para ello los electrones de valencia. Dichos enlaces pueden ser de dos tipos:

Enlace covalente: se produce cuando los átomos, **comparten** sus electrones de valencia, con sus átomos vecinos. **Figura 1.15**

Enlace iónico: es aquel en el cual un átomo **cede** electrones a otro átomo vecino. **Figura 1.16**

Cuando un electrón de valencia se escapa de su órbita se convierte en un **electrón libre**. Dicho electrón puede entrar fácilmente en la última órbita de un átomo que ha perdido un electrón. Al mismo tiempo, el electrón de un segundo átomo se libera y entra en la última órbita de otro átomo y así muchos electrones libres pasan de un átomo a otro moviéndose desordenadamente dentro del conductor, tal como se muestra en la **figura 1.17**, pero **no se produce corriente porque los efectos eléctricos generados durante este proceso se anulan**.

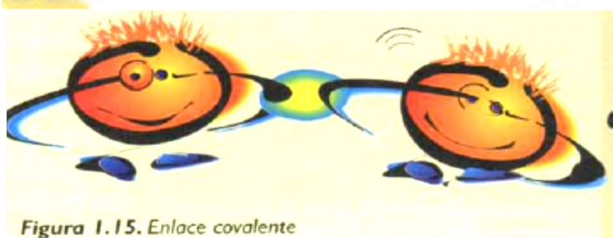


Figura 1.15. Enlace covalente



Figura 1.16. Enlace iónico

ANEXO.

REGLA DEL SERRUCHO – DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA

1s ²			
2s ²	2p ⁶		
3s ²	3p ⁶	3d ¹⁰	
4s ²	4p ⁶	4d ¹⁰	4f ¹⁴
5s ²	5p ⁶	5d ¹⁰	5f ¹⁴
6s ²	6p ⁶	6d ¹⁰	
7s ²	7p ⁶		

Ejercicio 1

Hallar la distribución electrónica para el siguiente elemento:

¹¹Na

Identificamos cuántos electrones tenemos que distribuir

¹¹Na } Es un átomo neutro (es decir no gana ni pierde electrones)

Indica el número atómico (Z) o número de protones (p)

Z = p = 11

Ya que es un átomo neutro, los electrones son iguales a los protones

#e⁻ = 11

¡Tenemos que distribuir 11 electrones!

1s² 2s² 2p⁶ } Van 10 electrones

1s² 2s² 2p⁶ 3s² } Van 12 electrones

Quitamos 1 electrón

1s² 2s² 2p⁶ 3s¹

Quitamos 1 electrón

1s² 2s² 2p⁶ 3s¹

Esta sería la distribución electrónica del Na-11