

Constitución de la materia.

Supongamos que cualquier sustancia de la naturaleza la dividimos en **partes** cada vez más pequeñas, conservando cada una de ellas las **propiedades de la sustancia inicial**.

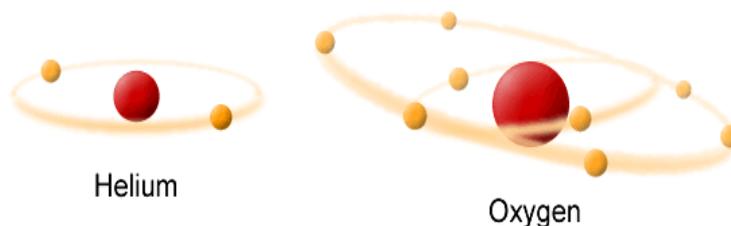
Si seguimos dividiendo esta sustancia en fragmentos aún más pequeños, llegará un momento en que cada una de estas partes **será indivisible**, puesto que de efectuar una división más la porción dividida perderá las propiedades de dicha sustancia. Se habrá llegado, entonces, a **dividir la sustancia en moléculas**.

La materia está **compuesta por moléculas**, siendo la molécula la parte más pequeña en la que se puede dividir una sustancia sin perder su **naturaleza y propiedades**.

A su vez, una **molécula** está compuesta por átomos. Cada uno de ellos posee unas **propiedades diferentes** en el interior de la molécula que constituyen.

Sustancias simples y compuestas:

- **Sustancia simple** es aquella **porción más pequeña** en que puede dividirse, sin perder su naturaleza y propiedades, **es un átomo**.
 - Ejemplos: **Cloro (Cl)**, **Oxígeno (O)**, **Carbono (C)**.
- **Sustancia compuesto** es aquel cuya **parte más pequeña** en que puede dividirse sin perder sus propiedades **es una molécula**.
 - Ejemplo: **Agua (H₂O)**, cuya molécula incluye *dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno*.

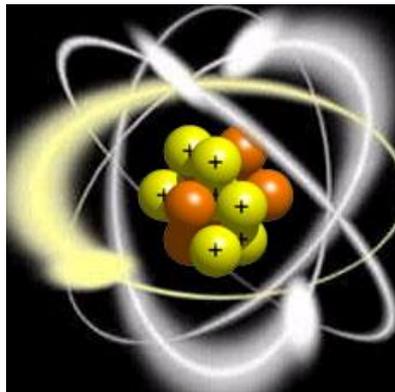


Estructura del átomo.

El átomo está constituido por un **conjunto de partículas** que proporcionan a cada elemento unas características que lo diferencian de todos los demás. De estas partículas, las tres más importantes son:

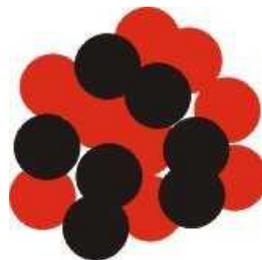


- **Protones (p+)**
 - Tienen **carga eléctrica positiva** cuya magnitud es de aproximadamente $1,59 \times 10^{-19}$ Culombios.
 - Su peso es de $1,67 \times 10^{-27}$ kilogramos.
- **Electrones (e-)**
 - Tienen **carga eléctrica negativa** de igual valor absoluto que la del protón, aunque de signo contrario.
 - Su peso es **1,840** veces inferior al del protón.
- **Neutrones (n.º)**
 - Tienen **carga eléctrica nula**.
 - Su peso es igual al del **protón**.



Representación del Núcleo de un átomo.

- **Rojo:** *Neutrones*
- **Negro:** *Protones*



Modelo Atómico.

Primero *Rutherford* y más tarde *Bohr* idearon estructuras para intentar explicar el comportamiento interno de los átomos. Estas estructuras se denominan **modelos atómicos**.

Según Bohr, el átomo está dividido en dos zonas esenciales: núcleo y corteza.

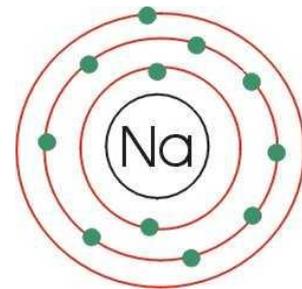
- ❖ En el núcleo se encuentran los protones y los neutrones.
- ❖ Girando alrededor del núcleo, en órbitas o niveles de energía que constituyen la corteza, se hallan los electrones.

El tamaño del átomo es aproximadamente 10,000 veces mayor que el tamaño del núcleo.

Casi la totalidad del peso de un átomo se encuentra en el núcleo, por lo que se puede considerar despreciable el peso total de la corteza frente al núcleo.

- Peso atómico de un elemento es la suma del **número de protones más el número de neutrones:**

Peso atómico = Neutrones + Protones



Por otra parte, un átomo en equilibrio es *eléctricamente neutro*. Ello significa que el número de cargas positivas es igual al número de cargas negativas. En consecuencia, el número de protones coincide con el número de electrones. A este número se le denomina número atómico:

Número atómico = N. de Protones = N. de Electrones

Disposición orbital de los electrones.

Como se ha visto, la corteza contiene toda la carga negativa del átomo y ocupa la mayor parte del volumen atómico. En ella se encuentran los electrones en continuo movimiento.

El núcleo, respecto al volumen total de un átomo, se asemeja a una bola de billar comparada con el volumen total de la Tierra.

Si un electrón está en continuo movimiento es porque tiene una determinada **energía**.

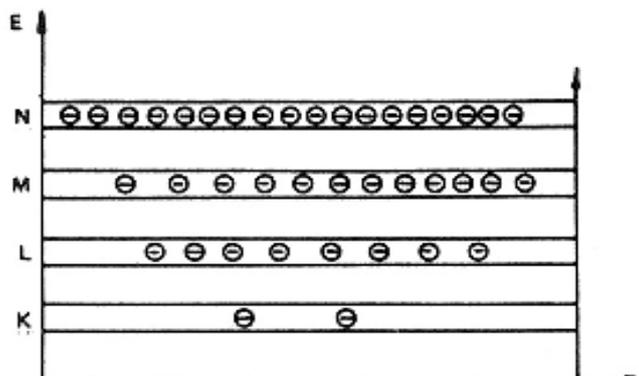
Supongamos un átomo aislado al que no se le puede aplicar ningún tipo de energía.

Si este electrón no recibe energía de ningún tipo, su velocidad disminuirá progresivamente hasta llegar a anularse; entonces, el electrón caerá sobre el núcleo, y como él todos los electrones de la corteza, desmoronándose de esta forma la estructura atómica.

Pero esto no ocurre así, Bohr demostró que los electrones se mueven en unas órbitas determinadas a las que llamó **niveles de energía**.

- ✓ Todos los electrones que se encuentran en una misma órbita tienen la misma energía, y el número máximo de electrones que se mueven en una órbita es siempre el mismo.

La energía de una órbita o de un electrón que se mueve en ella es proporcional a la distancia respecto al núcleo. A medida que aumenta esta distancia, aumentará la energía. Por lo tanto, las órbitas más alejadas del núcleo son las de mayor energía.



Niveles de energía: Son designan por las letras **K, L, M, N**.. El número máximo de electrones que puede llegar a tener cada una de ellas viene dado por la fórmula $2n^2$, donde n es el número de la órbita. Así:

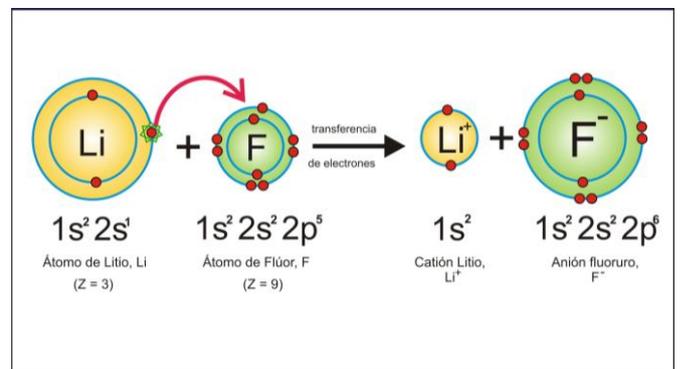
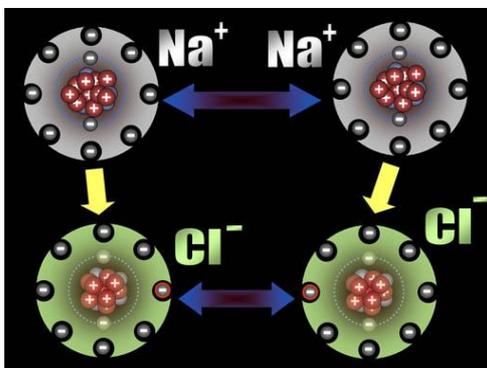
Órbita	Nº de órbita (n)	Nº máximo es ($2n^2$)
K	1	$2 \times 1^2 = 2$ es
L	2	$2 \times 2^2 = 8$ es
M	3	$2 \times 3^2 = 18$ es
N	4	$2 \times 4^2 = 32$ es

- Los electrones tienden siempre a los menores estados de energía; es decir, tienden a ocupar los lugares vacíos de electrones en órbitas más próximas al núcleo. Al caer de una energía superior a una inferior, desprenderán la energía que les sobra en forma de radiación.
- De la misma forma, al aplicar energía a los electrones de un átomo, aquellos pasarán a niveles de energía superiores -a órbitas más alejadas del núcleo-, llegando incluso a salir despedidos del átomo. Cuando esto ocurre, la carga del átomo ya no es neutra, sino positiva: ha perdido una carga negativa y el número de protones supera al de electrones. Dicho átomo recibe el nombre de ion positivo.

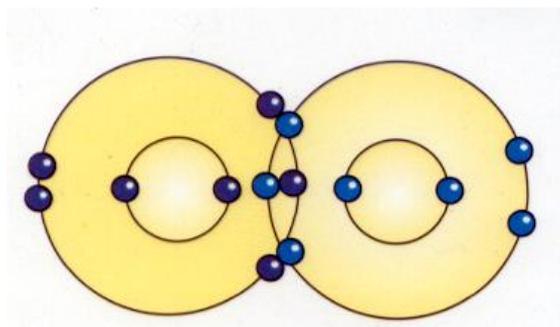
Uniones de los Átomos.

Los átomos se unen mediante los llamados enlaces químicos, los cuales pueden ser:

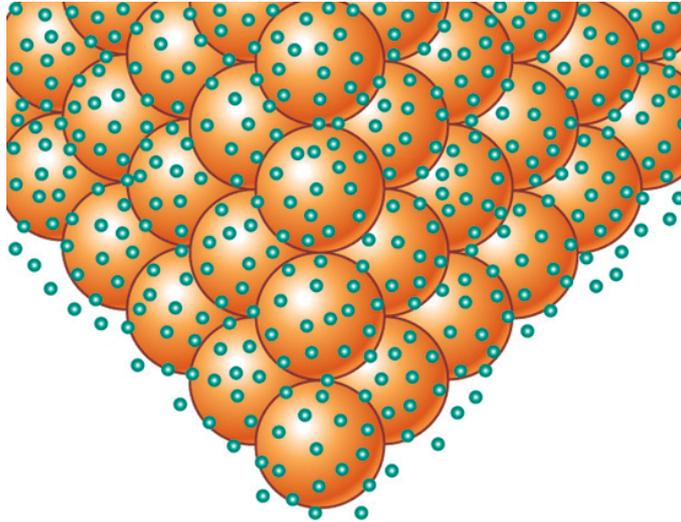
- ✓ **Enlace iónico:** tiene la característica de la cedencia de electrones de un átomo a otro, uno gana un electrón y otro pierde; los átomos se convierten en **iones**, positivo el que pierde y negativo el que gana.
Un ejemplo es en el cloruro de sodio (sal), el fluoruro de litio, etc.



- ✓ **Enlace covalente:** tiene la característica de que se tiene la compartición de electrones, este se tiene en el germanio y silicio.



- ✓ **Enlace metálico:** caracterizado por una nube electrónica, se lleva a cabo en los llamados materiales metálicos.



Materiales semiconductores.

Conductores

Los materiales conductores están constituidos por átomos en los que se produce el fenómeno enunciado. La corriente eléctrica puede circular por ellos con facilidad, ya que tienen gran cantidad de electrones libres.

Conductores son en general los metales (oro, plata, cobre, aluminio...). Cada átomo de estos elementos tiene al menos un electrón compartido con los demás, llegando a poseer un número de electrones libres del orden de 10^{23} electrones por cm^3 .

Semiconductores

Aunque las últimas órbitas de los átomos estén vacías de electrones pueden también formarse niveles de energía compartidos por los átomos; si bien por ellos no circulará ningún electrón dado que no existen en la última capa. La Banda de Conducción estará vacía de electrones.

En primera instancia cabe suponer que estos materiales no son conductores, ya que todos sus electrones están ligados a los átomos y no facilitarán el transporte de cargas que hace efectiva la corriente eléctrica.

No obstante, podría suceder que al aplicar una cierta energía a los electrones ligados, éstos salieran despedidos de sus átomos y ocuparan los niveles de energía compartidos, hasta el momento vacíos de electrones.

Los materiales en los que tiene lugar este proceso son los denominados semiconductores. Materiales semiconductores por excelencia son el Silicio y el Germanio.

- A bajas temperaturas, la Banda de Conducción está vacía. Los electrones se encuentran ligados al átomo en la llamada Banda de Valencia. Luego el material no es conductor.
- Al elevarse la temperatura debido a las vibraciones que el calor produce en los átomos, éstos pueden perder algunos electrones de valencia que pasarán a la Banda de Conducción, convirtiéndose en electrones libres: el cuerpo se hará conductor.

Aislantes

En el caso de los semiconductores, los electrones necesitan una pequeña energía para saltar de la Banda de Valencia a la Banda de Conducción. Pero existen materiales en los que los electrones están tan ligados a la Banda de Valencia que se necesitarían energías muy elevadas para arrancarlos y trasladarlos a la Banda de Conducción. Estos son los materiales aislantes, los cuales presentan un movimiento de cargas nulo.

Las Bandas de Valencia y de Conducción no son más que niveles de energía permitidos donde se mueven los electrones. Entre ambas existe un espacio carente de niveles de energía por el que no circularán electrones: la llamada Banda Prohibida. La amplitud de esta última determina, en definitiva, la energía que hay que aplicar a los electrones de la Banda de Valencia para que pasen a la Banda de Conducción.

La magnitud de la banda prohibida es muy grande (6 eV), de forma que todos los electrones del cristal se encuentran en la banda de valencia incluso a altas temperaturas por lo que, al no existir portadores de carga libres, *la conductividad eléctrica del cristal es nula.*

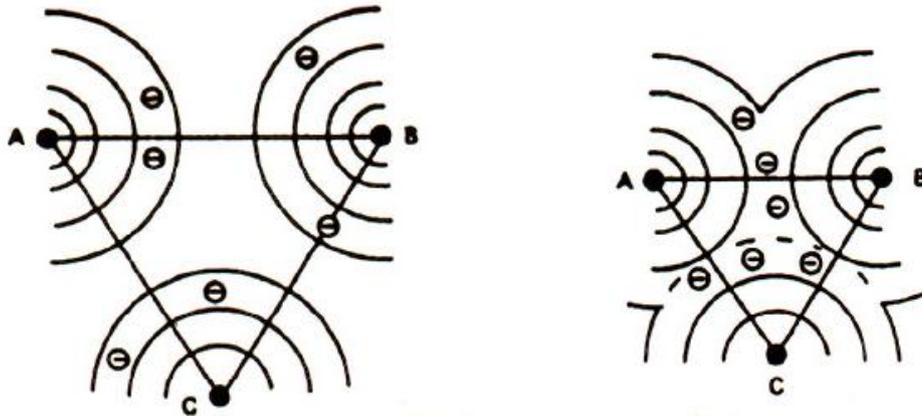
Un ejemplo es el **diamante**.

Niveles de energía

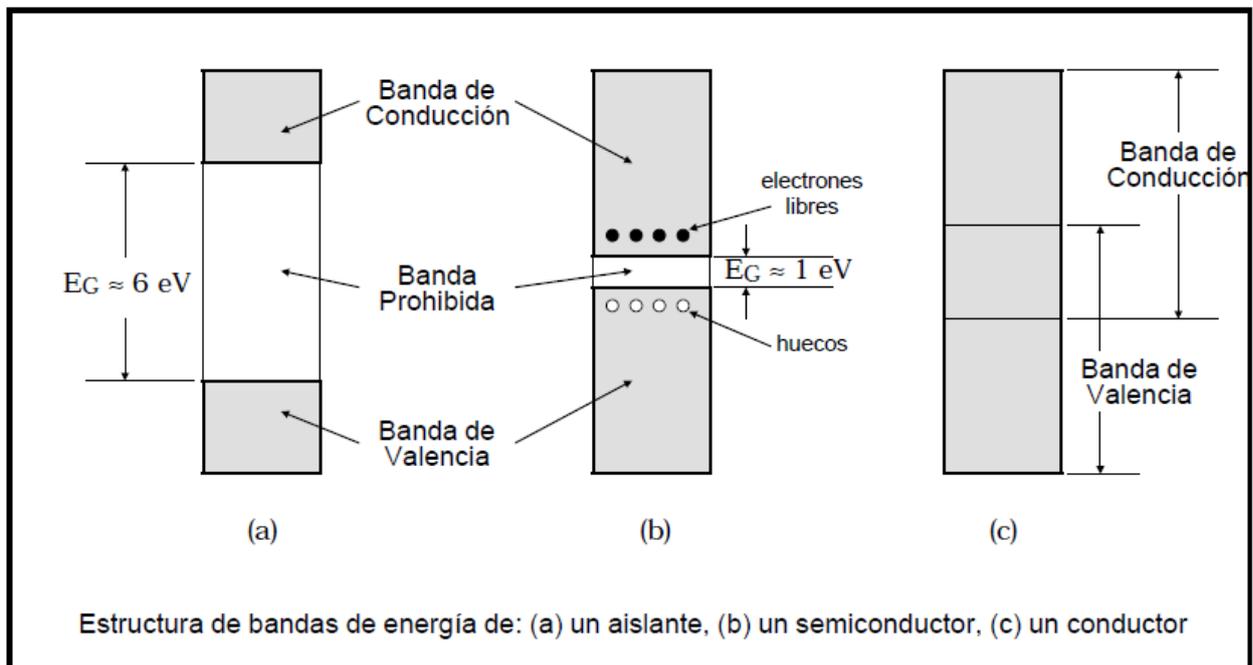
La materia está constituida por infinidad de átomos, tan próximos unos de otros que puede ocurrir que las órbitas más alejadas de los núcleos se unan o superpongan entre sí, creando

niveles de energía comunes a varios átomos. Estos espacios comunes pueden ser compartidos por los electrones de la última capa de todos los átomos.

Los referidos electrones no pertenecen a ningún átomo en particular, sino que se mueven en los niveles de energía compartidos por varios átomos, formando lo que se denomina Banda de Conducción. Dada su naturaleza de electrones libres, serán arrancados con facilidad al aplicarles una fuerza y, en consecuencia, serán los responsables de la corriente eléctrica en un material conductor.



Ejemplo de las bandas de energía en materiales:

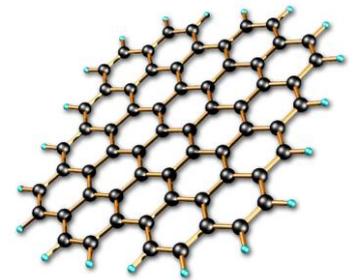
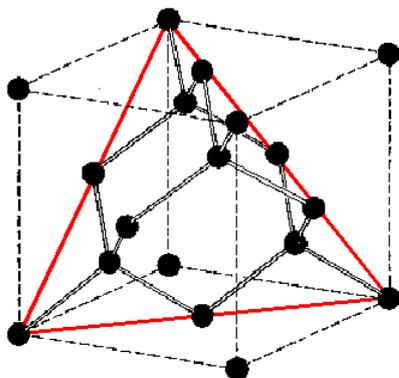


Características del Germanio y Silicio:

1. Alto grado de pureza, del orden de una impureza por cada diez mil millones de átomos de silicio.



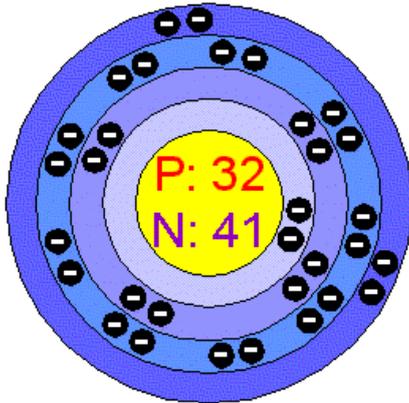
2. Mediante la aplicación de luz ó calor se puede modificar sus características eléctricas.
3. Su estructura atómica, los átomos forman un patrón bien definido de naturaleza periódica; a un patrón completo se le denomina cristal y al arreglo completo se denomina red.



La cual es del tipo *cúbica centrada en las caras* ó FCC.

4. Tanto el silicio como el germanio son de *valencia cuatro*.

Ge



Si

