



SEMICONDUCTORES (parte 1)

Los dispositivos de estado sólido son elementos pequeños pero versátiles que pueden ejecutar una gran variedad de funciones de control en los equipos electrónicos. Al igual que otros dispositivos electrónicos, son capaces de controlar casi instantáneamente el movimiento de cargas eléctricas.

Se los utiliza como rectificadores, detectores, amplificadores, osciladores, conmutadores, mezcladores, moduladores, etc.

Su peso y tamaño son reducidos, son de construcción sólida y muy resistente mecánicamente lo que los hace libres de microfónicos y se los puede fabricar de manera que sean inmunes a severas condiciones ambientales.

Materiales semiconductores

Los dispositivos de estado sólido hacen uso de la circulación de corriente en un cuerpo sólido. En general todos los materiales pueden clasificarse en tres categorías principales:

conductores

semiconductores

aisladores

Como su nombre lo indica, un material “**semiconductor**” tiene menor conductividad que un “**conductor**” pero mayor conductividad que un “**aislador**”.

Hasta hace algunos años el material más utilizado en la fabricación de semiconductores era el “**GERMANIO**”, luego fue reemplazado por el “**SILICIO**”, material que sigue siendo utilizado actualmente. De cualquier manera en muchos circuitos todavía son utilizados diodos de germanio.

Resistividad

La aptitud de un material para conducir corriente (conductividad), es directamente proporcional al número de electrones libres del material. Se denomina electrones libres a aquellos que se encuentran en la órbita más externa del átomo y que están unidos débilmente al núcleo del mismo, por no estar completa la cantidad de electrones correspondientes a dicha órbita.

Los buenos conductores tales como la plata, el cobre y el aluminio, tienen gran cantidad de electrones libres. Su resistividad es del orden de unas pocas millonésimas de ohmcentímetro³.

Los aisladores tales como el vidrio, el caucho y la mica, que tienen muy pocos electrones unidos débilmente al núcleo, tienen resistividades que alcanzan millones de ohmcentímetro³.

El **germanio puro** tiene una resistividad de 60 ohms-centímetro³, mientras la resistividad del **silicio puro** es considerablemente mayor, del orden de los 60.000 ohm-centímetro³.



A estos materiales, cuando son utilizados para fabricar semiconductores, se le agregan impurezas para reducir su resistividad hasta un orden de aproximadamente $2 \text{ ohmcentímetro}^3$ a temperatura ambiente. Esta resistividad disminuye rápidamente a medida que aumenta la temperatura en el cuerpo del semiconductor.

Estructura atómica

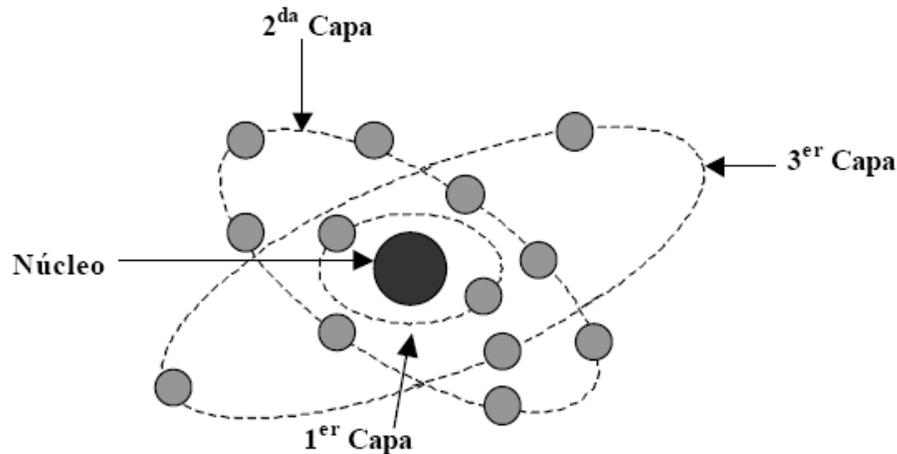
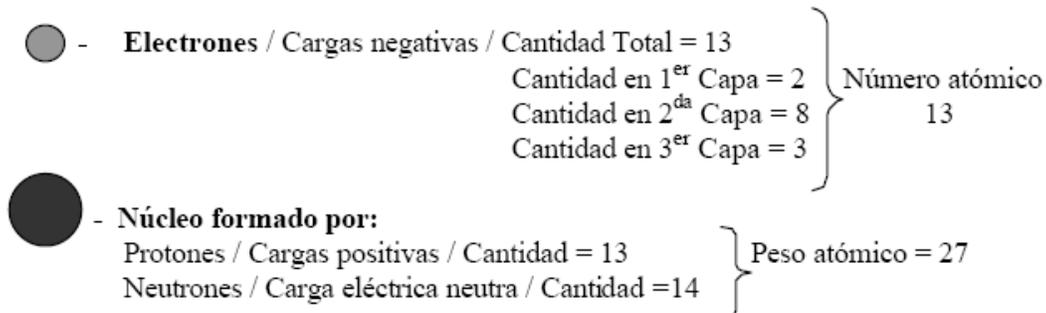


Fig.1 – Atomo de Aluminio



La teoría electrónica explica que los átomos de todos los elementos están constituidos de forma similar a la del aluminio:

Un núcleo formado por protones y neutrones y girando alrededor de él, distribuidos en capas y cada uno en su órbita, (esta de forma elíptica), un número de electrones igual al número de protones.

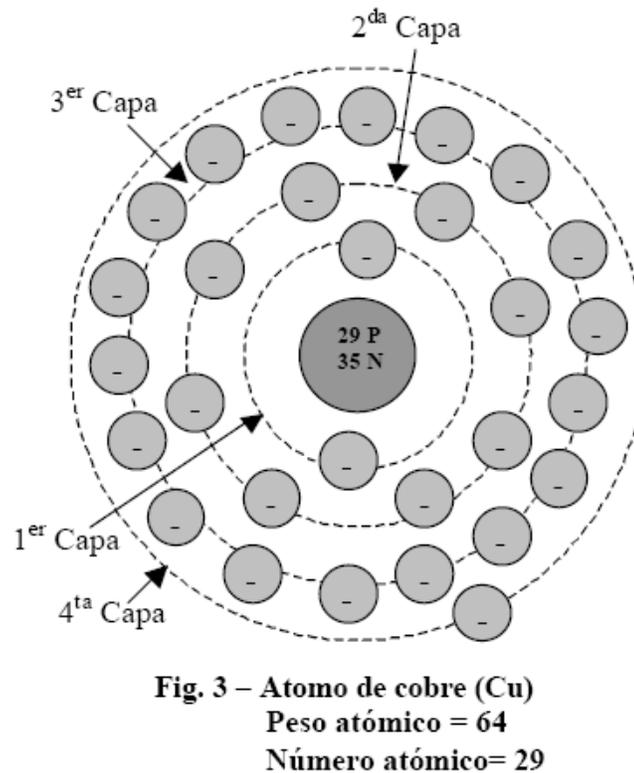
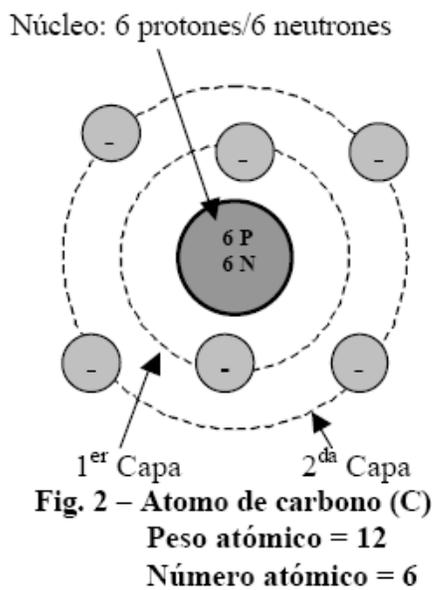
“Por ser la carga eléctrica de los ELECTRONES NEGATIVA y la de los PROTONES POSITIVA y además contar el átomo con la misma cantidad de cada uno de ellos, estas cargas se compensan entre sí dando como resultado un estado de carga eléctrica neutra en el átomo”.

“Por estar la materia formada por átomos, también es neutra en su estado normal, es decir está equilibrada eléctricamente”.



Electrones Libres

Si fuera posible observar un grupo de átomos que conforman una molécula de aluminio, se vería que los electrones situados en la capa más externa (cantidad = 3) y que están débilmente ligados al núcleo, no permanecen constantemente en el mismo átomo, sino que erráticamente algunos de ellos saltan de átomo a átomo, por esta razón se los denomina **Electrones Libres**. La razón de la débil ligazón de estos electrones con el núcleo se debe a que la tercer capa a la que pertenecen no se encuentra completa, es decir tiene un déficit de electrones. Esta es una característica propia de los materiales conductores.



En la **Fig. 2** se ha representado un átomo de carbono, en el tenemos la primer capa (órbita) completa, **2 electrones**. La segunda capa (órbita) cuenta con **4 electrones** solamente, para que el átomo fuera estable y no contara con electrones libres (débil ligazón con el núcleo), esta capa debería tener **8 electrones**.

En la **Fig. 3** se ha representado un átomo de cobre, en el tenemos la primer capa (órbita) completa, **2 electrones**. La segunda capa (órbita) también está completa, **8 electrones**. La tercer capa (órbita) se encuentra completa, **18 electrones**. La cuarta capa (órbita) es la incompleta, esta capa podría tener un máximo de **32 electrones**, pero para que el átomo fuera estable solo se necesitarían **8 electrones**.



En las páginas anteriores se vio que los átomos de todos los elementos están constituidos por un núcleo (formado por protones y neutrones) y una cantidad de electrones igual a la de los protones, dispuestos en capas u órbitas.

“Cada capa puede contener una máxima cantidad de electrones, este máximo número de electrones puede determinarse utilizando el siguiente cálculo:

$$\text{Máxima cantidad de electrones por capa} = 2 n^2$$

Siendo “n” el número de capa, contando a partir del núcleo, para la que se desea conocer la máxima cantidad de electrones que puede contener.

Capa	Designación	Máxima cant. de electrones
1 ^{ra}	K	$2 \times 1^2 = 2$
2 ^{da}	L	$2 \times 2^2 = 8$
3 ^{ra}	M	$2 \times 3^2 = 18$
4 ^{ta}	N	$2 \times 4^2 = 32$
5 ^{ta}	O	$2 \times 5^2 = 50$
6 ^{ta}	P	No conocida
7 ^{ma}	Q	No conocida

Como se ha descrito, los electrones en un átomo se sitúan en sucesivas capas a partir del núcleo:

“No puede formarse una nueva capa hasta que la anterior no haya completado la cantidad de electrones que le corresponde. Un átomo es estable, o sea que no se combina química ni eléctricamente con otros átomos cuando su capa exterior se encuentra completa.”

“Los electrones de la capa exterior son los que pueden combinarse química o eléctricamente con los electrones de otros átomos, estos electrones son denominados ELECTRONES de VALENCIA”.

Cuando la capa exterior de un átomo contiene **8 electrones**, el átomo se mantiene muy estable y no presenta tendencia a perder ni ganar ningún electrón. **“Por esta razón ningún átomo contiene más de 8 electrones en su capa exterior”.**

Por ejemplo, la capa N (**cuarta capa**) puede contener un máximo de 32 electrones, pero si esta capa constituye la capa exterior del átomo en cuestión no contendrá más que **8 electrones**.

Ejemplos típicos son algunos gases denominados nobles:

Argón – N° Atómico: 10
1^{er} Capa – 2 electrones
2^{da} Capa – 8 electrones

Kriptón – N° Atómico: 36
1^{er} Capa – 2 electrones
2^{da} Capa – 8 electrones
3^{er} Capa – 18 electrones

Neón – N° Atómico: 10
1^{er} Capa – 2 electrones
2^{da} Capa – 8 electrones
3^{er} Capa – 18 electrones
4^{ta} Capa – 8 electrones



En los gases descriptos, así como también lo son el Radón y el Xenón, sus átomos por su estabilidad no tienden a combinarse con ningún otro elemento y ni siquiera entre sí para formar moléculas.

Formación de una molécula de un mismo elemento

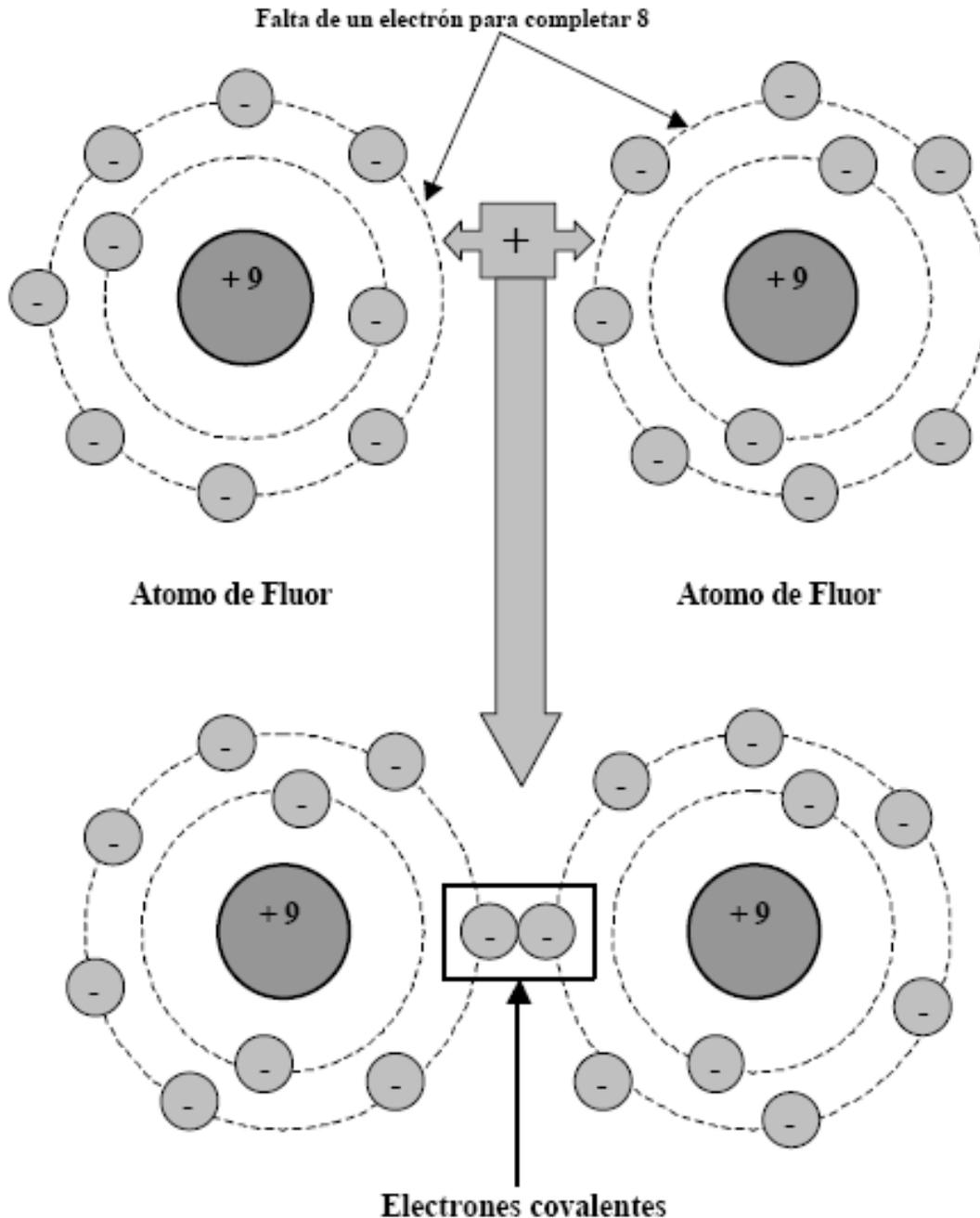


Fig. 4 - Al compartir un electrón de su capa exterior dos átomos de Fluor forman una molécula de Fluor (F₂).



Como se puede apreciar en la **Fig. 4**, el átomo de Fluor contiene 7 electrones en su capa más externa. Al no contener 8 electrones el átomo no es estable, sino que es químicamente **Activo**, por lo tanto pretenderá permanentemente ganar un electrón para completar su capa más externa. Si puede combinarse con algún otro elemento que este dispuesto a perder un electrón de su capa externa lo hará, de lo contrario puede combinarse con otro átomo de su propia especie para formar la molécula de Fluor.

En el caso citado anteriormente los dos átomos de Fluor simplemente están compartiendo sus electrones. Esta condición se mantendrá mientras no se presente la oportunidad de que ambos átomos puedan adquirir el electrón que les falta, en este caso la molécula de Fluor se dividirá en dos átomos y cada uno tomará del otro elemento un electrón que ya no tendrá que compartir con sus pares.

Formación de la molécula de un compuesto

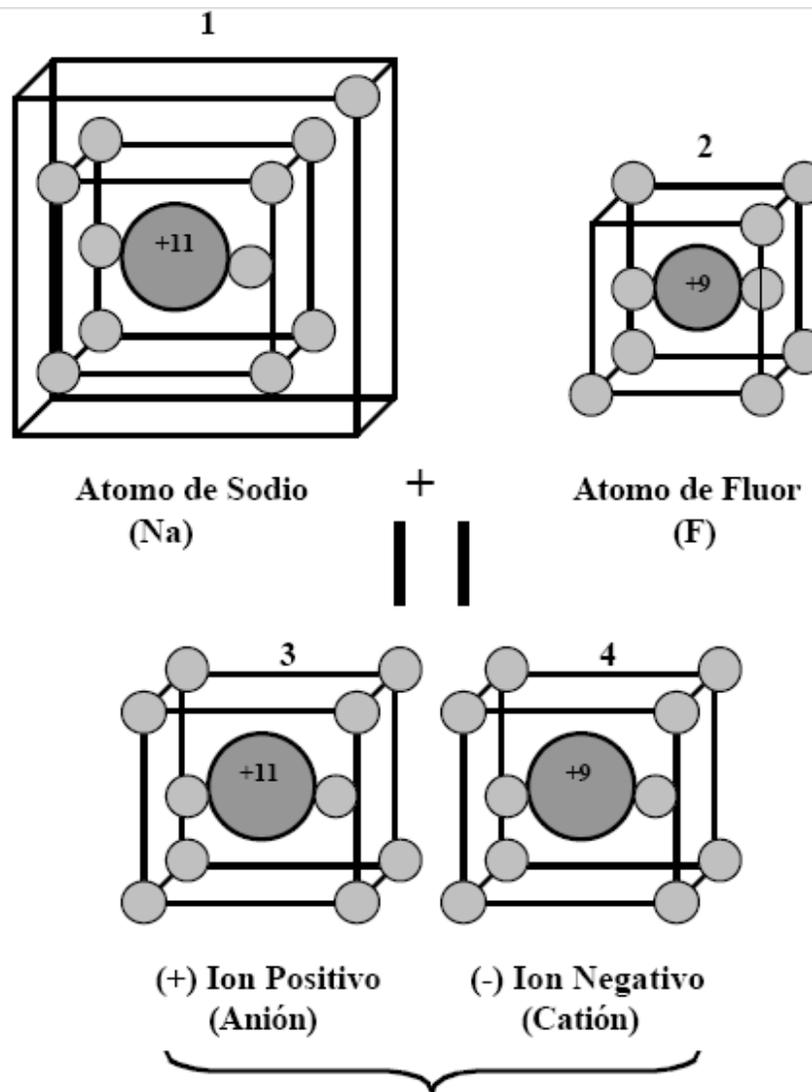


Fig. 5 - Fluoruro de Sodio (NaF)



En la **Fig. 5** se muestra como se combinan los átomos de dos elementos diferentes para formar una molécula de un **compuesto**, permitiendo comprender la mayor parte de las reacciones químicas.

El **Nº 1** es un átomo de **Sodio**, en el centro se muestra el núcleo con **11 cargas positivas** (11 protones) que equilibran sus **11 cargas negativas** (11 electrones). Observemos como están dispuestos estos electrones en las **3 capas** del átomo: **2 en la primer capa (capa completa), 8 en la segunda capa (capa completa), 1 en la tercer capa (capa incompleta, deberían ser 8 por ser la capa externa)**. Al estar este undécimo electrón solo en la capa externa, el átomo de Sodio estará muy dispuesto a perderlo.

El **Nº 2** es un átomo de **Fluor**, este muestra **9 cargas positivas** en su núcleo (9 protones) que equilibran sus **9 cargas negativas** (9 electrones). Observemos como están dispuestos estos electrones en las **2 capas** del átomo: **2 en la primer capa (capa completa), 7 en la segunda capa (capa incompleta, deberían ser 8 por ser la capa externa)**. Al faltarle un electrón para completar esta última capa, el átomo de Fluor está muy dispuesto para ganar un electrón y completarla.

Es evidente que si se colocan juntos un átomo de Sodio y uno de Fluor, el electrón libre de la capa externa del átomo de Sodio saltará a ocupar el lugar libre de la última capa del átomo de Fluor, dando como resultado esta combinación un elemento compuesto denominado “Fluoruro de Sodio”.

Veamos ahora que los átomos de ambos elementos, Nº 3 y Nº 4, han quedado con una conformación muy similar, la gran diferencia es que se han convertido en iones, ion positivo de Sodio (anión) e ion negativo de Fluor (catión). En ambos ya las cargas positivas del núcleo no compensan las cargas negativas de los electrones, en el átomo de Sodio tenemos 11 cargas positivas en el núcleo y 10 electrones orbitándolo, el átomo ya no es neutro eléctricamente, presenta una “carga positiva”. En el átomo de Fluor tenemos 9 cargas positivas en el núcleo y 10 electrones orbitándolo, el átomo ya no es neutro eléctricamente, presenta una “carga negativa”.

Las partículas de cargas distintas se atraen mutuamente y eso explica por qué se mantienen juntos los dos iones de Sodio y Fluor formando una molécula de Fluoruro de Sodio.