

Unidad de repaso: Estructura atómica

Toda la materia se compone de átomos, y todos los átomos se componen de electrones, protones y neutrones. En esta sección aprenderá acerca de la estructura de un átomo, lo cual incluye capas y órbitas de los electrones, electrones de valencia, iones y niveles de energía.

La configuración que presentan ciertos electrones en un átomo es el factor clave para determinar qué tan bien conduce la corriente eléctrica un material conductor o semiconductor.

Un átomo es la partícula más pequeña de un elemento que conserva las características de dicho elemento. Cada uno de los 109 elementos conocidos tiene átomos que son diferentes de los átomos de todos los demás elementos. Esto da a cada elemento una estructura atómica única. Según el modelo básico de Bohr, en un átomo se visualiza como una estructura de tipo planetario que consta de un núcleo central rodeado por electrones que lo orbitan, tal como se ilustra en la figura 1. El núcleo se compone de partículas cargadas positivamente y llamadas protones, así como de partículas no cargadas que se denominan neutrones. Las partículas básicas de carga negativa se llaman electrones.



Modelo de Bohr de un átomo que muestra los electrones en órbitas circulares alrededor del núcleo. En los electrones, las "colas" indican que están en movimiento.

Figura 1: Modelo de Bohr

Cada tipo de átomo tiene un cierto número de electrones y protones que lo distingue de los átomos de todos los demás elementos. Por ejemplo, el átomo más simple es el de hidrógeno, el cual tiene un protón y un electrón, como se ilustra en la figura 2(a). Otro ejemplo, el átomo de helio, mostrado en la figura 2(b), tiene dos protones y dos neutrones en el núcleo más dos electrones que orbitan el núcleo.

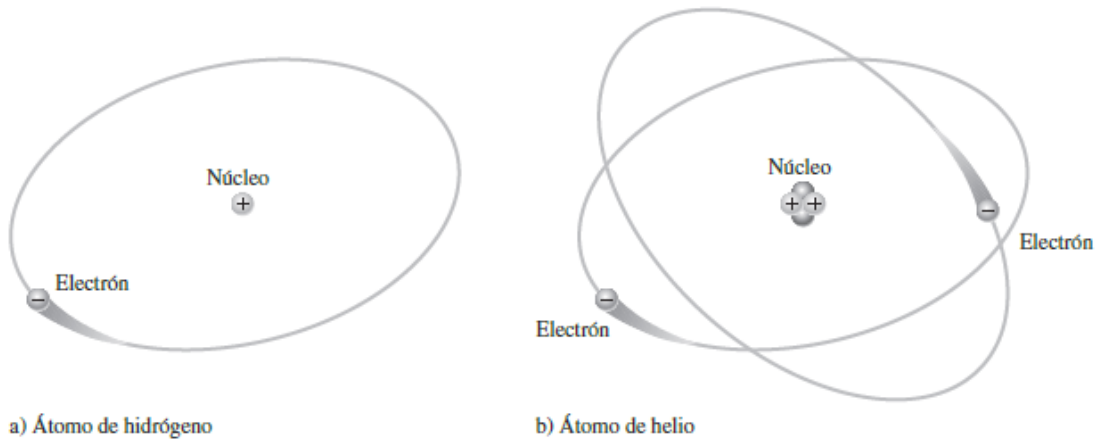


Figura 2: Los dos átomos más simples, hidrógeno y helio.

Número atómico

Todos los elementos están dispuestos en la tabla periódica de los elementos en un orden que va de acuerdo con su número atómico. El número atómico es igual al número de protones presentes en el núcleo. Por ejemplo, el número atómico del hidrógeno es 1 y el del helio es 2. En su estado normal (o neutro), todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo número de electrones y de protones; las cargas positivas igualan a las cargas negativas, y el átomo tiene una carga neta de cero que lo vuelve eléctricamente neutro.

Capas, órbitas y niveles de energía

Tal como se ha visto en el modelo de Bohr, los electrones describen órbitas alrededor del núcleo a ciertas distancias de éste y están restringidos a dichas órbitas específicas. Dentro del átomo, cada órbita corresponde a un nivel de energía diferente conocido como capa. Las capas se designan con 1, 2, 3, y así sucesivamente, siendo la capa 1 la más cercana al núcleo. Los electrones más alejados del núcleo están a niveles de energía más altos.

De acuerdo con el modelo de Bohr para el átomo, las líneas espectrales del hidrógeno muestran que los electrones sólo pueden absorber o emitir una cantidad de energía específica que representa la diferencia exacta entre los niveles de energía. La figura 3 muestra dichos niveles dentro del átomo de hidrógeno.

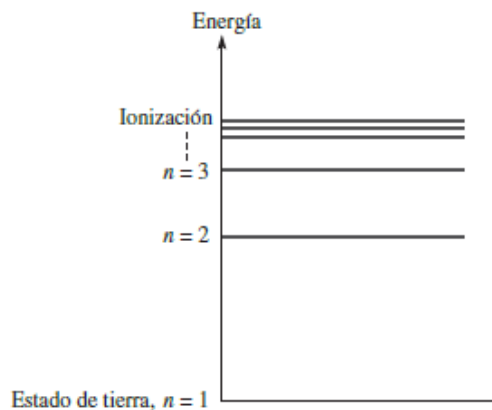


Figura 3: Niveles de energía e hidrógeno.

El nivel más bajo ($n = 1$) se llama estado de tierra y representa el átomo más estable con un solo electrón en la primera capa. Si este electrón adquiere una cantidad específica de energía absorbiendo un fotón, puede ascender hasta uno de los niveles de energía más altos. En este estado alto, el electrón puede emitir un fotón que contenga exactamente la misma cantidad de energía y regresar entonces al estado de tierra. Las transiciones entre los niveles de energía explican los diversos fenómenos que se presentan en la electrónica, tales como el color de la luz emitida por un diodo emisor de luz.

Después del trabajo de Bohr, Erwin Schrödinger (1887-1961) propuso una teoría matemática para el átomo donde explica los átomos más complicados. Schrödinger sugirió que el electrón posee una propiedad de onda, y consideró que el caso más simple tiene un patrón de ondas estacionarias tridimensionales producidas por vibraciones. Schrödinger teorizó que la onda estacionaria de un electrón de forma esférica sólo podía tener ciertas longitudes de onda. Este modelo de mecánica de ondas del átomo produjo la misma ecuación para la energía del electrón en hidrógeno que el modelo de Bohr, pero en el modelo de mecánica de ondas, los átomos más complicados podían explicarse considerando formas diferentes a esferas y añadiendo una designación para la orientación de una forma dada dentro del átomo. En ambos modelos, los electrones próximos al núcleo tienen menos energía que los más alejados, lo cual se constituyó en el concepto básico de los niveles de energía.

La idea de niveles de energía discretos dentro del átomo sigue siendo el fundamento para entenderlo, y el modelo de mecánica de ondas ha tenido mucho éxito en la predicción de los niveles de energía de varios átomos. El modelo de mecánica de ondas del átomo utilizó el número de capa, llamado número cuántico principal, en la ecuación de energía. Otros tres números cuánticos describen a cada electrón presente en el átomo. Todos los electrones presentes en un átomo tienen un conjunto único de números cuánticos.

Cuando un átomo forma parte de un gran grupo, como en un cristal, los niveles de energía discretos se ensanchan hasta formar bandas de energía, lo cual constituye una importante idea en la electrónica de estado sólido. Las bandas también están diferenciadas entre conductores, semiconductores y aislantes.

Electrones de valencia

Los electrones que se localizan en órbitas alejadas del núcleo están dotados de más energía y se encuentran menos estrechamente ligados al átomo que aquellos cercanos al núcleo. Esto se debe a que la fuerza de atracción entre el núcleo positivamente cargado y el electrón negativamente cargado disminuye al incrementarse la distancia al núcleo. Electrones con los niveles de energía más altos existen en la capa más externa de un átomo y su ligazón a éste es relativamente holgada. Esta capa más alejada se conoce como capa de valencia y los electrones presentes en ella se llaman electrones de valencia. Los electrones de valencia contribuyen a las reacciones químicas y al enlace desarrollado dentro de la estructura de un material, y determinan las propiedades eléctricas de éste.

Niveles de energía y energía de ionización

Si un electrón absorbe un fotón que posea energía suficiente, escapa del átomo y se convierte en un electrón libre. Esto se indica mediante el nivel de energía de ionización mostrado en la figura 3. En todo momento que un átomo o grupo de átomos permanece con una carga neta se le conoce como ion. Cuando un electrón escapa del átomo de hidrógeno neutro (designado H), el átomo queda con una carga neta positiva y se convierte en un ion positivo (designado H⁺). En algunos casos, un átomo o grupo de átomos puede adquirir un electrón, en cuyo caso se llama ion negativo.

El átomo de cobre

El cobre es el metal más comúnmente utilizado en aplicaciones eléctricas. El átomo de cobre tiene 29 electrones que orbitan el núcleo en cuatro capas. El número de electrones presentes en cada capa sigue un patrón predecible de acuerdo con la fórmula $2n^2$, donde “n” es el número de la capa.

La primera capa de cualquier átomo puede tener hasta 2 electrones, la segunda capa hacia arriba hasta 8 electrones, la tercera capa hacia arriba hasta 18 electrones, y la cuarta capa hacia arriba hasta 32 electrones.

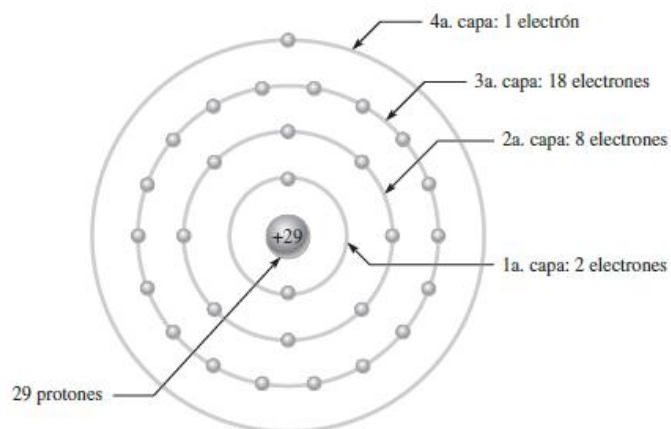


Figura 4: átomo de cobre

La figura 4 ilustra un átomo de cobre. Advierta que la cuarta o más alejada capa, la capa de valencia, tiene sólo un electrón de valencia. Cuando el electrón de valencia presente en la capa más externa del átomo de cobre adquiere suficiente energía térmica, puede liberarse del átomo padre y convertirse en electrón libre. En un pedazo de cobre a temperatura ambiente, un “mar” de estos electrones libres está presente. Tales electrones no están ligados a un átomo dado sino que son libres de moverse en el material de cobre. Los electrones libres hacen del cobre un excelente conductor y posibilitan la corriente eléctrica.

La configuración electrónica del cobre es: **[Ar] 3d¹⁰ 4s¹**

Categorías de materiales

En electrónica se utilizan tres categorías de materiales: conductores, semiconductores y aislantes.

Conductores

Los materiales conductores son aquellos que permiten el paso de la corriente.

Tienen un gran número de electrones libres y se caracterizan por poseer de uno a tres electrones de valencia en su estructura. La mayoría de los metales son buenos conductores. La plata es el mejor material conductor, y el cobre es el siguiente. El cobre es el material conductor más ampliamente utilizado porque es menos caro que la plata. En circuitos eléctricos, comúnmente se emplea alambre de cobre como conductor.

Semiconductores

Los materiales semiconductores se clasifican por debajo de los conductores, en cuanto a su capacidad de transportar corriente, porque tienen menos electrones libres que los conductores.

Los semiconductores tienen cuatro electrones de valencia en sus estructuras atómicas. Sin embargo, a causa de sus características únicas, ciertos materiales semiconductores constituyen la base de artefactos electrónicos tales como el diodo, el transistor y el circuito integrado. El silicio y el germanio son materiales semiconductores comunes.

Aislantes

Los materiales aislantes son conductores deficientes de la corriente eléctrica. De hecho, los aislantes se utilizan para evitar la corriente donde no es deseada. Comparados con los materiales conductores, los aislantes tienen muy pocos electrones libres y se caracterizan por poseer más de cuatro electrones de valencia en sus estructuras atómicas.

Carga Eléctrica


Como se sabe, un electrón es la partícula más pequeña que exhibe carga eléctrica negativa.

Cuando en un material está presente un exceso de electrones, existe una carga eléctrica negativa neta. Cuando hay deficiencia de electrones, existe una carga eléctrica positiva neta.

La carga de un electrón y la de un protón son iguales en magnitud. La carga eléctrica, una propiedad eléctrica de la materia que existe en virtud de exceso o deficiencia de electrones, es simbolizada mediante Q . La electricidad estática es la presencia de una carga positiva o negativa neta en un material. Todo mundo ha experimentado los efectos de la electricidad estática de vez en cuando, por ejemplo, cuando se intenta tocar una superficie metálica o a otra persona, o cuando las prendas de vestir puestas en una secadora se adhieren entre sí.

Los materiales con cargas de polaridad opuesta se atraen entre sí, y los materiales con cargas de la misma polaridad se repelen, como se muestra en la figura 5. Entre las cargas actúa una fuerza, evidenciada por la atracción o la repulsión. Esta fuerza, llamada campo eléctrico, se compone de líneas de fuerza invisibles, como indica la figura 6.

BIOGRAFÍA



Charles Augustin Coulomb
1736–1806

Coulomb, francés, ejerció muchos años como ingeniero militar. Cuando su mala salud lo obligó a retirarse, dedicó su tiempo a la investigación científica. Se le conoce mejor por su trabajo en el campo de la electricidad y el magnetismo debido su desarrollo de la ley del inverso de los cuadrados en relación a la fuerza entre dos cargas. La unidad de carga eléctrica fue nombrada en su honor. (Crédito de la fotografía: Cortesía de Smithsonian Institution. Fotografía número 52,597).

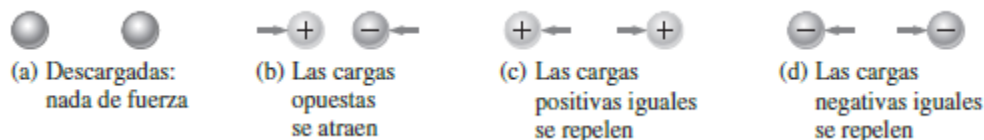


Figura 5: Atracción y repulsión de cargas eléctricas.

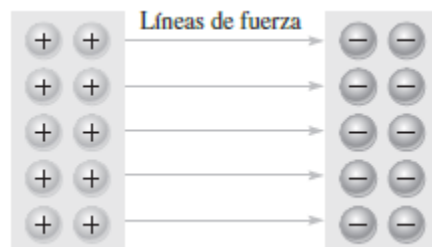


Figura 6: Campo eléctrico entre dos superficies opuestamente cargadas.

Coulomb: La unidad de carga

La carga eléctrica (Q) se mide en coulombs, simbolizada mediante C.

Un coulomb es la carga total poseída por 6.25×10^{18} electrones.

Un solo electrón tiene una carga de 1.6×10^{-19} C. La carga total Q, expresada en coulombs, de un número dado de electrones se establece en la fórmula siguiente:

$$Q = \frac{\text{número de electrones}}{6.25 \times 10^{18} \text{ electrones/C}}$$

Carga positiva y carga negativa

Considere un átomo neutro, es decir, uno que tiene el mismo número de electrones y protones y, por tanto, no tiene carga neta. Como se sabe, cuando un electrón de valencia es arrancado del átomo por la aplicación de energía, el átomo se queda con una carga positiva neta (más protones que electrones) y se transforma en un ion positivo. Si un átomo adquiere un electrón extra en su capa externa, tiene una carga negativa neta y se transforma en un ion negativo.

La cantidad de energía requerida para liberar un electrón de valencia está relacionada con el número de electrones presentes en la capa externa. Un átomo puede tener hasta ocho electrones de valencia. Mientras más completa está la capa externa, más estable es el átomo y, por tanto, se requiere más energía para liberar un electrón. La figura 7 ilustra la creación de un ion positivo y de un ion negativo cuando un átomo de hidrógeno cede su único electrón de valencia a un átomo de cloro, y se forma cloruro de hidrógeno gaseoso (HCl). Cuando el HCl gaseoso se disuelve en agua, se forma ácido hidroclicórico.

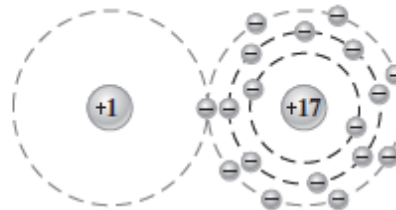


Átomo de hidrógeno
(1 protón, 1 electrón)

(a) El átomo de hidrógeno neutro tiene un solo electrón de valencia.



Átomo de cloro
(17 protones, 17 electrones)



(b) Los átomos se combinan compartiendo el electrón de valencia para formar cloruro de hidrógeno gaseoso (HCl).



Ion de hidrógeno positivo
(1 protón, nada de electrones)

Ion de cloruro negativo
(17 protones, 18 electrones)

(c) Cuando se disuelve en agua, el gas cloruro de hidrógeno se separa en iones hidrógenos positivos y iones cloruro negativos. El átomo de cloro conserva el electrón cedido por el átomo de hidrógeno y forma tanto iones positivos como negativos en la misma solución.

Figura 7: Ejemplo de la formación de iones positivos y negativos.