

UNIDAD N° 2: ESTRUCTURA DE LOS ÁTOMOS

MODELOS ATÓMICOS

En el siglo V a.C., el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por muchas partículas pequeñas e indivisibles que llamó átomos (en griego significa, indivisible). A pesar de que esa idea no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos, se mantuvo en el tiempo. Las evidencias experimentales de investigaciones científicas apoyaron el concepto de atomismo, lo que condujo, de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos.

Modelo atómico de Dalton

En el año 1808, Dalton define a los átomos como la unidad constitutiva de los elementos (retomando las ideas de los atomistas griegos). Las ideas básicas de su teoría, publicadas en 1808 y 1810 pueden resumirse en los siguientes puntos:

1. Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, de igual tamaño, masa y propiedades.
3. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
4. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento.
5. Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de los mismos.

A pesar de que la teoría de Dalton era errónea en varios aspectos, significó un avance cualitativo importante en el camino de la comprensión de la estructura de la materia. Por supuesto que la aceptación del modelo de Dalton no fue inmediata, muchos científicos se resistieron durante muchos años a reconocer la existencia de dichas partículas.

Además de sus postulados Dalton empleó diferentes símbolos para representar los átomos y los átomos compuestos, las moléculas. Sin embargo, Dalton no elabora ninguna hipótesis acerca de la estructura de los átomos y habría que esperar casi un siglo para que alguien expusiera una teoría acerca de la misma.

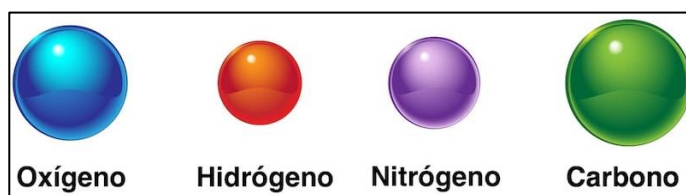


Figura 2.1: Modelo atómico de Dalton.

Fuente: Concepto.de

Modelo atómico de Thomson

Thomson sugiere un modelo atómico que tomaba en cuenta la existencia del electrón, descubierto por él en 1897. Su modelo era estático, pues suponía que los electrones estaban en reposo dentro del átomo y que el conjunto era eléctricamente neutro. Con este modelo se podían explicar una gran cantidad de fenómenos atómicos conocidos hasta la fecha.

Para explicar la formación de iones, positivos y negativos, y la presencia de los electrones dentro de la estructura atómica, Thomson ideó un átomo parecido a un pastel de frutas, como se muestra en la figura 2.2. Una nube positiva que contenía las pequeñas partículas negativas

(los electrones) suspendidos en ella. El número de cargas negativas era el adecuado para neutralizar la carga positiva.

En el caso de que el átomo perdiera un electrón, la estructura quedaría positiva; y si ganaba, la carga final sería negativa. De esta forma, explicaba la formación de iones; pero dejó sin explicación la existencia de las otras radiaciones.

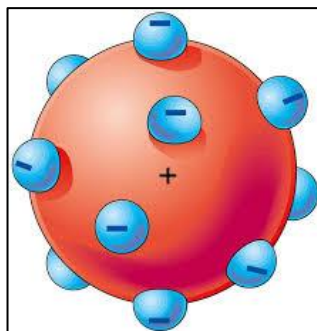


Figura 2.2: Modelo atómico de Thomson.
Fuente: modelosatomicos.com

Modelo atómico de Rutherford

Basado en los resultados de su trabajo, que demostró la existencia del núcleo atómico, Rutherford sostiene que casi la totalidad de la masa del átomo se concentra en un núcleo central muy diminuto de carga eléctrica positiva. Los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares, como se muestra en la figura 2.3. Estos poseen una masa muy ínfima y tienen carga eléctrica negativa. La carga eléctrica del núcleo y de los electrones se neutralizan entre sí, provocando que el átomo sea eléctricamente neutro.

El modelo de Rutherford tuvo que ser abandonado, pues el movimiento de los electrones suponía una pérdida continua de energía, por lo tanto, el electrón terminaría describiendo órbitas en espiral, precipitándose finalmente hacia el núcleo. Sin embargo, este modelo sirvió de base para el modelo propuesto por su discípulo Neils Bohr, marcando el inicio del estudio del núcleo atómico, por lo que a Rutherford se le conoce como el padre de la era nuclear.

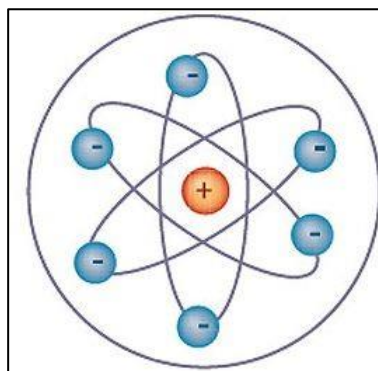


Figura 2.3: Modelo atómico de Rutherford.
Fuente: modelosatomicos.com

Pero en sí, la teoría de Rutherford puede resumirse en los siguientes puntos:

1. El átomo posee un núcleo central en el que su masa es diminuta y su carga es positiva.
2. El resto del átomo debe estar prácticamente vacío, con los electrones formando una corona alrededor del núcleo.
3. La neutralidad del átomo se debe a que la carga positiva total presente en el núcleo, es igualada por el número de electrones de la corona.
4. Cuando los electrones son obligados a salir, dejan a la estructura con carga positiva.

5. El átomo es estable, debido a que los electrones mantienen un giro alrededor del núcleo, que genera una fuerza centrífuga que es igualada por la fuerza eléctrica de atracción ejercida por el núcleo, y que permite que se mantengan en su órbita.

Modelo atómico de Borh

El físico danés Niels Bohr (Premio Nobel de Física 1922), postula que los electrones giran a grandes velocidades alrededor del núcleo atómico. Los electrones se disponen en diversas órbitas circulares, las cuales determinan diferentes niveles de energía. El electrón puede acceder a un nivel de energía superior, para lo cual necesita "absorber" energía. Para volver a su nivel de energía original es necesario que el electrón emita la energía absorbida (por ejemplo, en forma de radiación). Este modelo, si bien se ha perfeccionado con el tiempo, ha servido de base a la moderna física nuclear.

En resumen, lo que postula Niels Bohr, se muestra en la figura 2.4, y es lo siguiente:

1. El electrón posee una energía definida y característica de la órbita en la cual se mueve. Un electrón de la capa K (más cercana al núcleo) posee la energía más baja posible. Con el aumento de la distancia del núcleo, el radio del nivel y la energía del electrón en el nivel aumentan. El electrón no puede tener una energía que lo coloque entre los niveles permitidos.
2. Un electrón en la capa más cercana al núcleo (Capa K) tiene la energía más baja o se encuentra en estado basal. Cuando los átomos se calientan, absorben energía y pasan a niveles exteriores, los cuales son estados energéticos superiores. Se dice entonces que los átomos están excitados.
3. Cuando un electrón regresa a un Nivel inferior emite una cantidad definida de energía a la forma de un cuanto de luz. El cuanto de luz tiene una longitud de onda y una frecuencia características y produce una línea espectral característica.
4. El átomo sólo puede existir en un cierto número de estados estacionarios, cada uno con una energía determinada.
5. La energía sólo puede variar por saltos sucesivos, correspondiendo cada salto a una transición de un estado a otro.

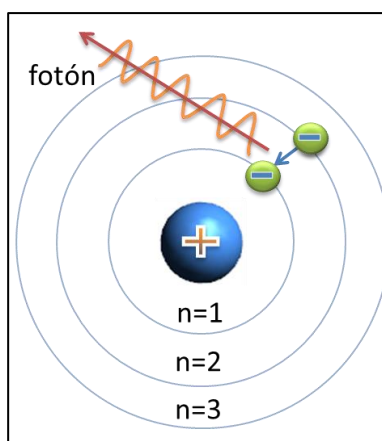


Figura 2.4: Modelo atómico de Borh.
Fuente: químicas.net

Modelo atómico actual

El modelo atómico actual fue desarrollado durante la década de 1920, por Schrödinger, Heisenberg y otros investigadores. Se trata de un modelo de alta complejidad matemática y probabilístico, llamado "modelo orbital" o modelo "cuántico-ondulatorio".

El mismo comienza con el postulado de Luis de Broglie (1924), que dice que el electrón se comporta como partícula. La naturaleza ondulatoria del electrón permite que este sea descrito por una ecuación de ondas, por esto, en el 1926, Schrödinger formuló una ecuación que describe el comportamiento y la energía de las partículas subatómicas. Finalmente, en 1927, Heisenberg propone el principio de incertidumbre, el cual establece que es imposible determinar simultáneamente y con exactitud, la posición y velocidad del electrón.

Aunque queda claro el principio de incertidumbre de Heisenberg, la mecánica cuántica si logra definir en que región puede encontrarse el electrón, en un momento dado. Las regiones de alta densidad electrónica representan la mayor probabilidad de localizar un electrón; mientras que lo contrario se aplica a regiones de baja densidad electrónica. Por lo tanto, Schrödinger propone una ecuación matemática que precisa de cuatro números cuánticos, cada cuarteto de estos valores describe un orbital y la posición de alta probabilidad del electrón.

En la figura 2.5, se muestra el diagrama del modelo atómico actual, a modo de entender un poco lo mencionado, de todos modos, en el transcurso de la cátedra se irá ahondando en el tema.

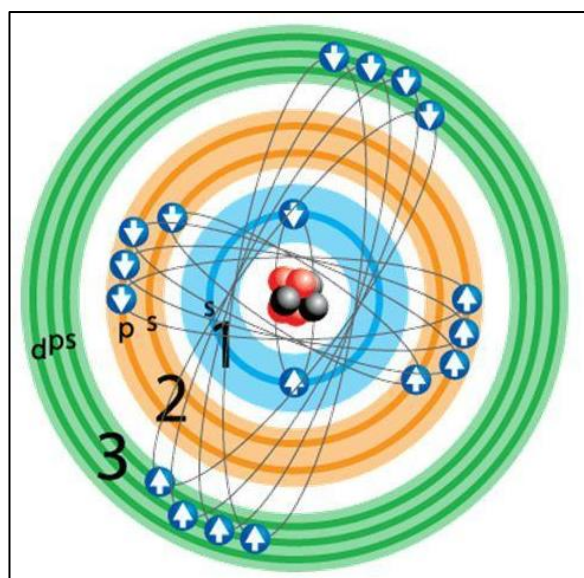


Figura 2.5: Modelo atómico de actual.
Fuente: químicas.net

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Con base en la teoría atómica de Dalton, un átomo se define como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química, el mismo es una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Una serie de investigaciones posteriores demostraron que, los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas, las cuales son: electrones, protones y neutrones.

El núcleo atómico

El núcleo atómico tiene un diámetro insignificante respecto de todo el átomo, tiene carga eléctrica positiva, y aunque es pequeña, en el núcleo se concentra casi la totalidad de la masa del átomo. El mismo está constituido por dos partículas subatómicas.



Si bien en el núcleo constituye la mayor parte de la masa total del átomo, el mismo ocupa solo $1/1013$ del volumen total del átomo. Las dimensiones atómicas se expresan, por lo general, con la unidad del sistema internacional de medidas llamado picómetro (pm), donde

$$1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$$

El radio típico de un átomo es aproximadamente de 100 pm, en tanto que el radio del núcleo atómico es sólo de 5×10^{-3} pm.

El Protón, p^+ :

Son las partículas que forman el núcleo que tienen carga positiva, esta carga eléctrica es la misma que tienen los electrones que forman el mismo átomo, y su masa es de $1,67 \times 10^{-24}$ g, aproximadamente 1.840 veces la masa del electrón.

Como ya se dijo, la carga eléctrica del protón es positiva y es muy pequeña, si se expresa la misma en unidades de carga eléctrica, esta es de $1,60219 \times 10^{-19}$ C, el coulomb es una unidad derivada del SI, y se define como la cantidad de carga transportada en un segundo ($1\text{C} = 1 \text{ As}$, donde A = amperio; y s = segundos). Esta carga eléctrica, arbitrariamente se define como una unidad de carga eléctrica positiva, +1.

El número de protones que contiene el átomo es igual a Z, lo que se denomina número atómico. Este número Z es igual para todos los átomos del mismo elemento, o sea, que todos los átomos de un elemento dado tienen Z protones y una carga de +Z. El número Z de cada elemento se encuentra en la tabla periódica de los elementos y coincide con su número de orden. Internacionalmente la notación actual del número Z corresponde a un subíndice escrito del lado izquierdo del símbolo del elemento, como se muestra en el próximo ejemplo:

Elemento	Símbolo	Z	Símbolo con Z
Hidrógeno	H	1	${}_1\text{H}$
Silicio	Si	14	${}_{14}\text{Si}$
Niquel	Ni	28	${}_{28}\text{Ni}$
Oro	Au	79	${}_{79}\text{Au}$
Plomo	Pb	82	${}_{82}\text{Pb}$

El Neutrón, n^0 :

El modelo de Rutherford de la estructura atómica dejaba un importante problema sin resolver. Se sabía que el H, el átomo más sencillo, contenía un solo protón, y que el átomo de He contenía 2. Por lo tanto, en relación a la masa, un átomo de He debería pesar el doble que uno de H; pero esto no sucede en la realidad, dado que esta relación es 4:1. De aquí surge la propuesta de que existe otra unidad subatómica en el núcleo.

A esta partícula subatómica la llamaron neutrón, dado que carece de carga eléctrica. Su masa es ligeramente mayor que la masa del protón, esto explica la relación 4:1 entre el He y el H.

El neutrón es una partícula elemental, aislado y en reposo tiene una masa de $1,674920 \times 10^{-24}$ g, una carga eléctrica de 0 C y una unidad de carga de 0. Vale aclarar, que el número de neutrones no es característico de cada elemento; dado que se pueden encontrar átomo del mismo elemento con distinta cantidad de neutrones, llamados isótopos, y se pueden encontrar átomos de distintos elementos con la misma cantidad de neutrones, llamados isóbaros.



El espacio extranuclear

En este espacio, fuera del núcleo, es donde están las partículas subatómicas denominadas electrones, moviéndose en un gran volumen vacío disponible.

El Electrón, e⁻:

Son partículas que tienen una masa despreciable, $9,10 \times 10^{-28}$ g; es decir, 1.840 menor que la masa de los nucleones; y una carga de $-1,0622 \times 10^{-19}$ C, es decir, es igual a la del protón, pero de signo negativo; a esta carga se la define arbitrariamente como -1.

Por otro lado, como el átomo en su conjunto es eléctricamente neutro, se puede deducir que para z protones en el núcleo, corresponden Z electrones en el espacio extranuclear.

El o los electrones de un átomo asilado (libre de cualquier interacción) se encuentran en estado estacionario, con un valor de energía constante, esto quiere decir que, los electrones de un átomo asilado no pierden ni ganan energía. En ese estado estacionario los electrones tienen los mínimos valores posibles de energía. Cuando todos los electrones del átomo tienen esos valores mínimos se dice que el átomo se encuentra en el estado fundamental de energía.

En el estado fundamental todos los electrones se encuentran en el estado de mínima energía posible; si el átomo se encuentra libre de toda perturbación, quedará así, en ese estado, por toda la eternidad. En cambio, en un estado excitado, el átomo tiene uno o más de sus electrones en un estado de energía que no es del valor mínimo posible.

Si bien ningún modelo atómico permite describir el movimiento de traslación de los electrones, y, por ende, no se puede conocer la trayectoria de los mismos; el modelo actual permite conocer la zona del espacio en la que, con una alta probabilidad, se puede encontrar un electrón. A ese espacio, se lo denomina orbital atómico, y se detallará más adelante.

NÚMERO ATÓMICO, NÚMERO DE MASA E ISÓTOPOS

Número atómico, Z

Es el número de protones presentes en el núcleo del átomo de un elemento. En un átomo neutro, el número de protones es igual al número de electrones, de tal modo, que Z también indica el número de electrones en el átomo, siempre y cuando la carga del mismo sea 0.

La identidad química de un átomo queda determinada por su número Z . Por ejemplo: el número atómico del flúor es 9. Esto significa que un átomo de flúor tiene 9 protones y, y si es neutro, tiene 9 electrones. O bien, visto de otra forma, cada átomo en el universo que contenga 9 protones se llamará de manera correcta flúor.

Como se dijo anteriormente, el número atómico se coloca como un subíndice en la parte izquierda del símbolo del elemento, entonces, ${}_9F$.

Número másico o número de masa, A

Es el número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento; por eso también se denomina número de nucleones. Con excepción del H que no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones.

En general, el número de masa está dado por:

$$A = p^+ + n^{\circ} \quad \text{Ec. 2.1}$$

$$A = Z + n^{\circ} \quad \text{Ec. 2.2}$$

Este número se coloca como un supraíndice de a la izquierda del símbolo del elemento, ejemplo: el azufre tiene como número másico el 32, y como número atómico el 16; entonces, ${}_{16}^{32}\text{S}$.

Isótopos

No todos los átomos de un elemento determinado tienen la misma masa, dado que la mayoría de los elementos tienen dos o más isótopos. Se denominan isótopos a los átomos de un elemento que tienen el mismo número atómico pero diferente número másico.

Por ejemplo: existen tres isótopos del H; uno de ellos se llama hidrógeno y contiene 1 p⁺ y 0 n^o, otro se llama deuterio y tiene 1 p⁺ y 1 n^o, el otro 1 p⁺; y el último, el tritio tiene 1 p⁺ y 2 n^o. Esto se muestra en la figura 2.6.

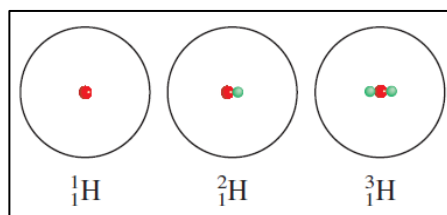


Figura 2.6: Isótopos del Hidrógeno.

Fuente: Química, R. Chang. 10^o Edición.

A diferencia del hidrógeno, que tiene un número diferente para cada uno de los isótopos, los isótopos de cualquier elemento, se identifican por su número de masa. Por ejemplo, el uranio-235 (doscientos treinta y cinco) es el isótopo ${}_{92}^{235}\text{U}$ y el uranio-238, es el ${}_{92}^{238}\text{U}$.

Las propiedades químicas de un elemento están determinadas, principalmente, por los protones y electrones de sus átomos; los neutrones no participan en los cambios químicos en condiciones normales. En consecuencia, los isótopos del mismo elemento tienen un comportamiento químico semejante, forman el mismo tipo de compuestos y presentan reactividades semejantes.

Abundancia isotópica:

La mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza con varios isótopos. Esta mezcla de isótopos de cada elemento se denomina mezcla isotópica natural y tiene la particularidad de ser constante en el universo, tanto en calidad como en cantidad. Mas precisamente, cada elemento presenta en la naturaleza determinadas clases de isótopos y los porcentajes de cada uno son constante. Estos porcentajes se denominan abundancia isotrópica.

Por ejemplo: la mezcla isotópica natural del nitrógeno es ${}^{14}\text{N}$ 99,63 % y ${}^{15}\text{N}$ 0,37 %, esto significa que el elemento nitrógeno se presenta en el universo solamente con átomos A=14 y A=15 en la proporción indicada.

Pero, no todos los elementos presentan isótopos en la naturaleza. En estos casos la única combinación posible entre los números Z y A tienen abundancia natural del 100 %. Por ejemplo, el berilio sólo presenta en la naturaleza átomos ${}^9\text{Be}$, con una abundancia del 100 %.

ORBITALES ATÓMICOS

Como ya se mencionó se denomina orbitales atómicos a aquellas porciones del espacio extranuclear donde hay altas probabilidades que se encuentre un electrón.



Estos orbitales se designan básicamente con un número y una letra minúscula; el número indica el nivel de energía, y se denomina número cuántico principal; la letra designa el tipo de orbital, y representa al número cuántico secundario.

Para entenderlo mejor, se comienza explicando que son los números cuánticos.

Números cuánticos

Para describir la distribución de los electrones en el hidrógeno y otros átomos, la mecánica cuántica precisa de tres números cuánticos. Estos derivan de la solución matemática de la ecuación de Schrödinger para el átomo de H y son: el número cuántico principal, el número cuántico del momento angular y el número cuántico magnético. Estos números se utilizan para describir los orbitales atómicos e identificar a los electrones que están dentro. El número cuántico de espín es un cuarto número cuántico que describe el comportamiento de determinado electrón y completa la descripción de los electrones en los átomos.

Número cuántico principal (n):

El número cuántico principal puede tomar valores numéricos enteros: 1, 2, 3, etc. En el átomo de H, el valor de n define la energía de un orbital, pero esto no ocurre para el resto de los átomos que son polielectrónicos. También, el número n , se relaciona con la longitud promedio del electrón al núcleo en determinado orbital, cuanto más grande es el valor de n , mayor es la distancia entre el electrón situado en ese orbital y el núcleo; y en consecuencia, el orbital es más grande.

Número cuántico del momento angular (ℓ):

El número cuántico del momento angular expresa la forma que tienen los orbitales. Los valores de ℓ dependen de n , para cierto valor de n , ℓ tiene todos los valores enteros posibles desde 0 hasta $(n-1)$. Estos números se asignan con las letras s, p, d, f, g, h . Entonces:

- Para $n = 1$, solo existe un valor posible de ℓ , y es 0, se tiene un orbital s .
- Para $n = 2$, existen dos valores posibles de ℓ , y son 0 y 1, se tiene un orbital s y p .
- Para $n = 3$, existen tres valores posibles de ℓ , y son 0, 1 y 2, se tiene un orbital s, p y d .

El conjunto de orbitales que tiene el mismo valor de n se conoce comúnmente como nivel o capa. Los orbitales que tienen los mismos valores de n y ℓ se conocen como subnivel o subcapa. Por ejemplo, el nivel con $n = 2$ están formados de dos subniveles $\ell = 0$ y $\ell = 1$, estos corresponden a los subniveles $2s$ y $2p$, donde 2 expresa el valor de n , y s y p se refieren al valor de ℓ .

Número cuántico magnético (m_ℓ):

El número cuántico magnético describe la orientación del orbital en el espacio. Dentro de un subnivel, el valor de m_ℓ depende del valor que tenga el número cuántico del momento angular, ℓ . Para cierto valor de ℓ existen $(2\ell + 1)$ valores de m_ℓ como sigue: $-\ell, (-\ell + 1), 0, (+\ell - 1), +\ell$.

Entonces si $\ell = 0$, entonces $m_\ell = 0$. Si $\ell = 1$, entonces existen 3 valores de m_ℓ : -1, 0 y 1. Si $\ell = 2$, hay 5 valores de m_ℓ : -2, -1, 0, 1, 2.

Para resumir, el número de valores que tenga m_l indica el número de orbitales presentes en un subnivel con cierto valor de l . Entonces; para el caso de $n = 2$ y $l = 1$. Los valores de n y l indican que se tiene un subnivel $2p$, y en éste se tiene tres orbitales $2p$, correspondientes a los tres valores de m_l : -1, 0 y 1.

Número cuántico de espín del electrón (m_s):

Si se imagina que los electrones giran sobre su propio eje, como lo hace la tierra, es factible explicar las propiedades magnéticas de estos. Existen dos posibles giros del electrón, uno es en el sentido de las manecillas del reloj y el otro en sentido contrario. Para tomar en cuenta esto, es preciso incluir un número cuántico, conocido como número cuántico de espín del electrón, m_s , que toma valores de $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$. A la hora de representar gráficamente las direcciones de los electrones dentro de los orbitales, se utilizan flechas ascendentes, \uparrow , para simbolizar el sentido horario y flechas descendentes, \downarrow , para el antihorario.

Orbitales atómicos

Una de las preguntas importantes que surgen cuando se estudian las propiedades de los orbitales es: ¿qué forma tienen los orbitales? En sentido estricto, un orbital carece de una forma definida porque la función de onda que lo distingue se extiende desde el núcleo hasta el infinito. Es este sentido es difícil decir que forma tendría un orbital.

Pero, por otro lado, conviene imaginar a los orbitales con una forma específica, sobre todo cuando se estudian los enlaces químicos que forman los átomos. Estas formas van a depender del tipo de orbital.

Orbitales s:

Todos los orbitales s son esféricos, pero varían de tamaño; éste aumenta con el incremento del número cuántico principal. Esto se muestra en la figura 2.7.

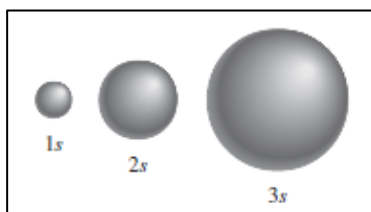


Figura 2.7: Orbitales s.

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

Orbitales p:

Debe quedar claro, primero, que los orbitales p comienzan a aparecer cuando el número principal $n = 2$. En los diagramas de contorno de superficie, los orbitales p se representan como dos lóbulos situados en lados opuestos del núcleo. Y al igual que los orbitales s , el tamaño de los orbitales p aumenta desde $2p$ hasta $3p$, $4p$ y así sucesivamente.

Para ejemplificar esto, se supone un $n = 2$ y $l = 1$, por lo tanto, se tienen tres orbitales $2p$: $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$; las letras ubicadas de subíndices señalan sobre los ejes que se ubican los lóbulos. Cabe recalcar, que estos 3 orbitales $2p$ tienen la misma forma, tamaño y energía; sólo difieren en su orientación, como se muestra en la figura 2.8.

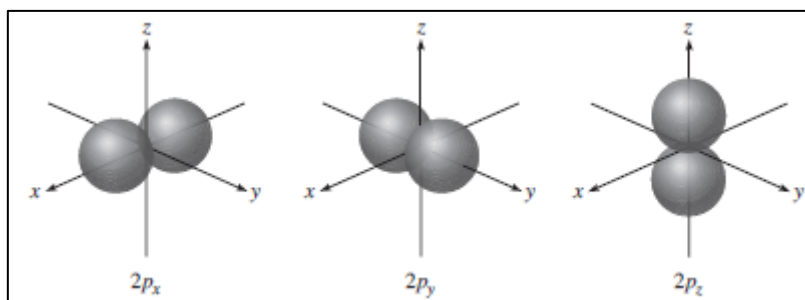


Figura 2.8: Orbitales s.

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

Orbitales d y otros orbitales de mayor energía:

Cuando $\ell = 2$, existen 5 valores para m_ℓ , que corresponden a 5 orbitales d . el valor mínimo de n para que aparezca un orbital d es 3. A modo de ejemplo, cuando $n = 3$ y $\ell = 2$, tenemos cinco orbitales $3d$: $3d_{xy}$, $3d_{yz}$, $3d_{xz}$, $3d_{x^2-y^2}$ y $3d_{z^2}$; al igual que el resto de los orbitales, todos estos tienen el mismo tamaño, forma y energía.

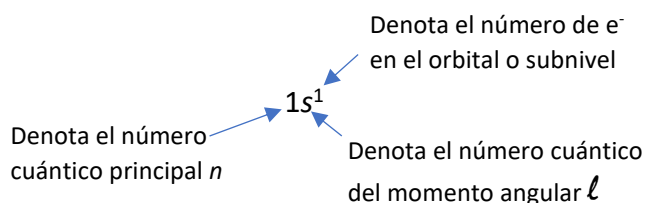
Los orbitales que tienen más energía que los orbitales se representan con las letras f , g , ... y así sucesivamente. De todos modos, todos estos exceden el estudio de la química general.

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Los cuatro números cuánticos, n , ℓ , m_ℓ y m_s , son suficientes para identificar por completo un electrón en cualquier orbital de cualquier átomo. En cierto modo, se considera al conjunto de los cuatro números cuánticos como el domicilio de un electrón en un átomo. Por ejemplo, los cuatro números cuánticos para un electrón de un orbital $2s$ son: $n = 2$, $\ell = 0$, $m_\ell = 0$ y $m_s = +\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$. Como es tedioso indicar todos los números cuánticos individuales de esta manera, se prefiere usar la notación simplificada (n, ℓ, m_ℓ, m_s) ; que para el ejemplo anterior sería $(2, 0, 0, +\frac{1}{2})$ o $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$. Cabe aclarar que el valor de m_s no influye en la energía, tamaño, forma u orientación del orbital, pero sí determina la distribución del electrón dentro del orbital.

Se denomina configuración electrónica del átomo, a la manera en que están distribuidos los electrones entre los distintos orbitales atómicos. Para ello se utilizan distintas reglas que se irán conociendo a fin de comprender mejor el tema.

Para comenzar se muestra la configuración electrónica del único electrón presente en el hidrógeno. El mismo se encuentra en el orbital $1s$, y su configuración electrónica es $1s^1$.



Como se puede observar, en la configuración electrónica no se representa ni el número cuántico m_ℓ ni m_s . Pero, también es posible representar la configuración electrónica con un diagrama de orbital, esta ya muestra el espín del electrón. Por ejemplo, para el H el diagrama sería el siguiente:

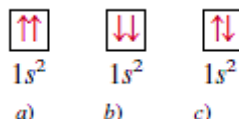


La flecha hacia arriba representa uno de los dos posibles giros o espines del electrón, y el cuadrado representa un orbital atómico.

Principio de exclusión de Pauli

Este principio es útil para determinar las configuraciones electrónicas de los átomos polielectrónicos. El mismo establece que no es posible que dos electrones de un átomo tengan los mismos cuatro números cuánticos. Esto quiere decir que, si dos electrones tienen los mismos números n , l , m_l , o sea, se encuentran dentro del mismo orbital, entonces deben tener distintos valores de m_s . En otras palabras, sólo dos electrones pueden coexistir en el mismo orbital atómico y deben tener espines opuestos.

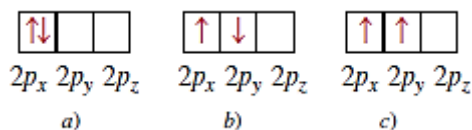
Por ejemplo, para el átomo de helio, tiene 2 electrones, existen tres formas de colocar los electrones en el orbital $1s$.



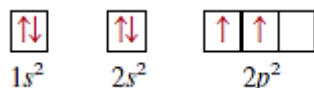
Los diagramas *a)* y *b)* son descartados por el principio de Pauli, dado que en ambos casos los electrones tienen los mismos espines. Por lo tanto, únicamente la configuración *c)* es físicamente aceptable, porque uno de los electrones tiene espín $+\frac{1}{2}$, y el otro $-\frac{1}{2}$. Por otro lado, cabe señalar que la configuración $1s^2$ se lee “uno s dos”, y no “uno s al cuadrado”.

Regla de Hund

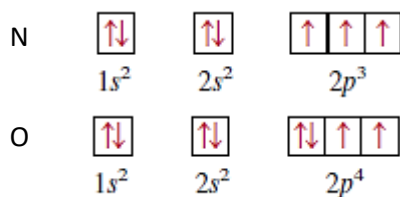
La Regla de Hund establece que la distribución electrónica más estable en los subniveles es la que tiene el mayor número de espines paralelos. Por lo tanto, si vemos la configuración electrónica del carbono es $1s^2 2s^2 2p^2$, el C tiene 6 electrones, dado que $Z = 6$. Si se analizan los orbitales $2p$, pueden armarse de la siguiente manera:



Sólo la configuración *c)* es la que cumple la regla de Hund, dado que, en las otras dos, los espines se cancelan entre sí. Por lo tanto, el diagrama de orbital completo para el C es:



Para terminar de comprender el tema, se muestran los diagramas de orbitales del nitrógeno y el oxígeno. La configuración electrónica del N es $1s^2 2s^2 2p^3$, dado que el mismo tiene $Z=7$ electrones. Y la del O es $1s^2 2s^2 2p^4$, dado que con un $Z = 8$ indica que el mismo tiene 8 electrones. A continuación, se muestran los diagramas de orbitales.



Regla general para la asignación de electrones en los orbitales atómicos.

Con base en los ejemplos anteriores, se formulan algunas reglas generales para determinar el máximo número de electrones que admiten los distintos subniveles y orbitales para un valor de n dado:

1. Cada capa o nivel de número cuántico principal n contiene n subniveles. Por ejemplo, si $n = 2$, hay dos subniveles (dos valores de l) de números cuánticos de momento angular, 0 y 1.
2. Cada subnivel de número cuántico l contiene $(l + 1)$ orbitales. Por ejemplo, si $l=1$, hay tres orbitales p .
3. Cada orbital admite un máximo de dos electrones. Por lo tanto, el máximo número de electrones es simplemente el doble del número de orbitales empleados.
4. De acuerdo con la fórmula $2n^2$ es fácil calcular el máximo número de electrones que puede tener un átomo en el nivel principal n .
5. Finalmente, los orbitales se van rellorando siguiendo el diagrama de Moeller, que se muestra en la figura 2.9.

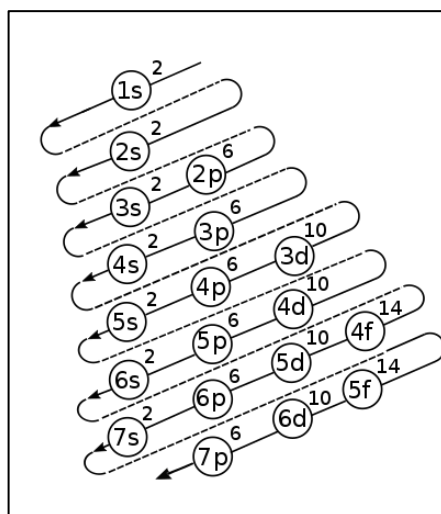


Figura 2.9: Diagrama de Moeller.
 Fuente: academiainfoestudio.com

LA TABLA PERIÓDICA

Más de la mitad de los elementos que se conocen en la actualidad se descubrieron entre 1800 y 1900. Durante este período los químicos observaron que muchos elementos mostraban grandes semejanzas entre ellos. El reconocimiento de las regularidades periódicas en las propiedades físicas y en el comportamiento químico, así como la necesidad de organizar la gran cantidad de información disponible sobre la estructura y propiedades de las sustancias elementales, condujeron al desarrollo de la tabla periódica.



La misma es de gran utilidad dado que:

- Destaca las familias construidas por elementos de propiedades químicas similares.
- Concentra, implícita y explícitamente, una gran cantidad de información referida a las propiedades físicas y químicas de los elementos químicos.
- Permite predecir estimativamente las propiedades de los productos de las combinaciones entre los elementos, ya sea fórmulas, estructuras, temperaturas de cambios de estados, solubilidades en diferentes solventes, entre otras.

En la figura 2.10, se muestra la tabla periódica actual, en la cual los elementos están acomodados de acuerdo a su número atómico, en filas horizontales, llamadas períodos, y en columnas verticales, conocidas como grupos o familias.

1 1A 1 H	2 2A 2 He											13 3A 5 B	14 4A 6 C	15 5A 7 N	16 6A 8 O	17 7A 9 F	18 8A 10 Ne																																													
3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																																													
11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		10 10B	11 11B	12 12B	13 Ga	14 Ge	15 As	16 Se	17 Br	18 Kr																																													
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 In	32 Sn	33 Sb	34 Te	35 I	36 Xe																																													
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe																																													
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn																																													
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116	(117)	118																																													
			<table border="1"> <tr> <td>58 Ce</td> <td>59 Pr</td> <td>60 Nd</td> <td>61 Pm</td> <td>62 Sm</td> <td>63 Eu</td> <td>64 Gd</td> <td>65 Tb</td> <td>66 Dy</td> <td>67 Ho</td> <td>68 Er</td> <td>69 Tm</td> <td>70 Yb</td> <td>71 Lu</td> </tr> <tr> <td>90 Th</td> <td>91 Pa</td> <td>92 U</td> <td>93 Np</td> <td>94 Pu</td> <td>95 Am</td> <td>96 Cm</td> <td>97 Bk</td> <td>98 Cf</td> <td>99 Es</td> <td>100 Fm</td> <td>101 Md</td> <td>102 No</td> <td>103 Lr</td> </tr> </table>															58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr																	
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu																																																	
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr																																																	
			<table border="1"> <tr> <td>Metales</td> <td colspan="14"></td> </tr> <tr> <td>Metaloides</td> <td colspan="14"></td> </tr> <tr> <td>No metales</td> <td colspan="14"></td> </tr> </table>															Metales															Metaloides															No metales														
Metales																																																														
Metaloides																																																														
No metales																																																														

Figura 2.10: Tabla periódica actual.

Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

Como se puede observar, el período 1 es corto, tiene solamente dos elementos, el H y el He; debajo de este se ubican los períodos 2 y 3, los cuales están formados por 8 elementos cada uno, del Li al Ne y del Na al Ar, respectivamente.

Los períodos 4 y 5 están formados por 18 elementos. Mientras que el 6 es mucho más largo, con 32 elementos, dado que a los 18 elementos que se observan en el cuerpo de la tabla hay que agregarles los 14 que se observan por debajo de esta. Finalmente se encuentra el período 7, el que está en constante expansión, dado que se van agregando los elementos sintéticos que se crean en los laboratorios.

Resulta de mucha utilidad delimitar sectores de la tabla agrupando los elementos según sus propiedades, así como se puede ver con distintos colores en la imagen 3.1, el sector de los metales es el más amplio, está constituido por 87 elementos.

Metales:

Los elementos metálicos son buenos conductores de la electricidad y el calor, poseen brillo, son dúctiles y maleables; además, presentan con cierta facilidad los fenómenos fotoemisivos (liberan electrones por acción de fotones alta energía) y fenómenos termoemisivos (liberan electrones al calentarlos al rojo). Se muestran algunos ejemplos en la figura 2.11.



Figura 2.11: Metales: a) Oro, b) Platino, c) Calcio.
Fuente: elementos.org.es.

Desde el punto de vista de su reactividad química no todos los metales son iguales, y se clasifican de la siguiente manera:

- Metales nobles: no son reactivos, como el oro y el platino.
- Metales seminobles: son poco reactivos, como el cobre, la plata y el mercurio.
- Metales semiactivos: muestran buena reactividad, la mayoría de los metales entran en esta clasificación.
- Metales activos: poseen alta reactividad química, son los que se encuentran en el grupo 1 y 2.

Estas diferentes facilidades que tienen de reaccionar, formando óxidos, sales, etc, se traducen en los estados en que éstos se encuentran en la naturaleza y en sus futuras aplicaciones.

Por ejemplo, los metales activos, no se encuentran en la naturaleza en estado nativo sino en forma oxidada, siempre combinados a otros elementos; debido a esto, no se pueden utilizar en la construcción.

El resto de los metales si pueden utilizarse como metales estructurales, dado que su baja reactividad hace que el deterioro sea más lento. Los metales semiactivos no se encuentran en estado nativo en forma natural, los metales seminobles, se pueden encontrar en la naturaleza en estado nativo o en forma oxidada; y los metales nobles se encuentran normalmente en forma nativa, sin combinarse a otro elemento.

Mas allá de esta clasificación, hay algunos grupos que reciben nombres especiales:

- Grupo 1: Metales alcalinos.
- Grupo 2: Metales alcalino-térreos
- Ce – Lu: Tierras raras.
- Th – Lr: actínidos

No metales:

Los no metales, tienen las propiedades contrarias a la de los metales. No reflejan la luz, dado que tienen una superficie opaca, no se corroen, son malos conductores del calor y la

electricidad, por lo tanto, se los utilizan como aislantes. Por lo general son frágiles y quebradizos. Algunos ejemplos de no metales se muestran en la figura 2.12.

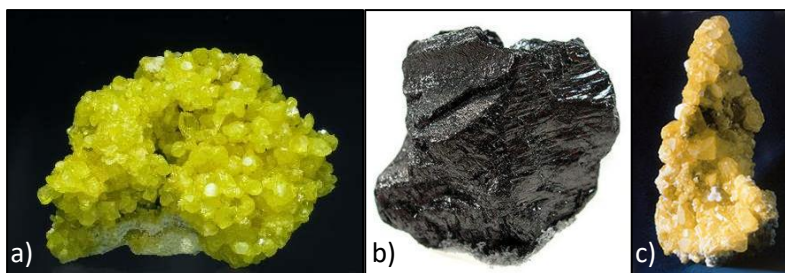


Figura 2.12: No metales: a) Azufre, b) Carbono, c) Cloro.

Fuente: elementos.org.es.

Dentro de los no metales se encuentran:

- Grupo 18: gases nobles.
- Grupo 17: halógenos. (F, Cl, Br y I)
- Grupo 16: calcógenos (O, S y Se)

Los gases nobles, también llamados inertes, son elementos gaseosos que tienen muy baja reactividad química, prácticamente no se combinan con ningún elemento. Esta es una propiedad que los hace muy útiles en ciertas aplicaciones.

Semimetales:

Son aquellos elementos que forman la escalera gris que divide los metales de los no metales, y como lo indica su nombre presenta propiedades intermedias entre los metales y no metales; también se llaman metaloides. Estos tienen la apariencia y el brillo de los metales, pero sus conductividades eléctricas son mucho menores a la de los metales, pero no son nulas; por esto, se usan como semiconductores. Algunos ejemplos de estos se muestran en la figura 2.13.



Figura 2.13: Metaloides: a) Teluro, b) Arsénico, c) Boro.

Fuente: elementos.org.es.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Como ya se mencionó, la tabla periódica es un esquema en el que se representan los elementos químicos de acuerdo a un criterio: el número atómico. Los elementos están dispuestos dentro de la tabla en grupos y períodos; y tanto los elementos del mismo, como los elementos que comparten el mismo período, tienen ciertas características fisicoquímicas similares.

Se denominan propiedades periódicas de los elementos a las características propias de dichos elementos que varían de acuerdo a su posición en la tabla periódica, o sea dependiendo de su número atómico.



Entre ellas, se encuentran:

- Radio atómico.
- Radio iónico.
- Energía de ionización: energía necesaria para remover un electrón de su átomo.
- Afinidad electrónica: capacidad de aceptar electrones.
- Electronegatividad.

Electronegatividad

La electronegatividad es una medida de la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia él los electrones que comparte en un enlace químico; cuanto mayor sea el valor de electronegatividad que se le asigne a un elemento, mayor será la tendencia de sus átomos a atraer esos electrones.

El valor de electronegatividad no tiene unidad, y está relacionado con los valores de energía de ionización y electroafinidad. Y en líneas generales, su variación periódica es la misma que ocurre con estas dos propiedades.

En lineamientos generales, la electronegatividad aumenta hacia la derecha en un período y disminuye hacia abajo en un grupo, como se sintetiza en la figura 3.8.

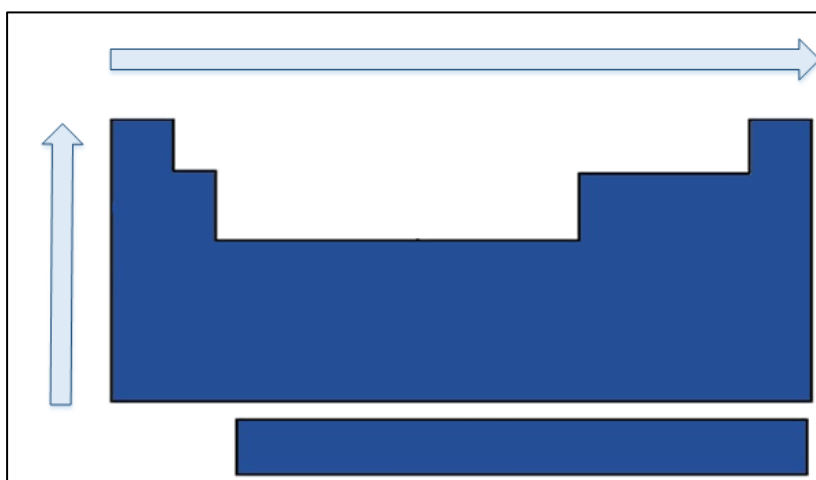


Figura 2.14: Variación de la electronegatividad.