

# DI NAMICA DE LA VIDA

---

## Configuración Electrónica

En física y química, la **configuración electrónica** es la manera en la cual los electrones se estructuran en un átomo, molécula o en otra estructura física, de acuerdo con el modelo de capas electrónico, en el cual la función de onda del sistema se expresa como un producto de orbitales antisimetrizado.<sup>1 2</sup> Cualquier conjunto de electrones en un mismo estadocuántico deben cumplir el principio de exclusión de Pauli al ser partículas idénticas. Por ser fermiones (partículas de espín semientero) el principio de exclusión de Pauli nos dice que la función de onda total (conjunto de electrones) debe ser antisimétrica.<sup>3</sup> Por lo tanto, en el momento en que un estado cuántico es ocupado por un electrón, el siguiente electrón debe ocupar un estado cuántico diferente.

En los átomos, los estados estacionarios de la función de onda de un electrón en una aproximación no relativista (los estados que son función propia de la ecuación de Schrödinger  $\mathcal{H}|\psi\rangle = E|\psi\rangle$  en donde  $\mathcal{H}$  es el hamiltoniano monoeléctrico correspondiente; para el caso general hay que recurrir a la ecuación de Dirac de la mecánica cuántica de campos) se denominan orbitales atómicos, por analogía con la imagen clásica de los electrones orbitando alrededor del núcleo. Estos estados, en su expresión más básica, se pueden describir mediante cuatro números cuánticos:  $n$ ,  $l$ ,  $m$  y  $m_s$ , y, en resumen, el principio de exclusión de Pauli implica que no puede haber dos electrones en un mismo átomo con los cuatro valores de los números cuánticos iguales.

De acuerdo con este modelo, los electrones pueden pasar de un nivel de energía orbital a otro ya sea emitiendo o absorbiendo un cuanto de energía, en forma de fotón. Debido al principio de exclusión de Pauli, no más de dos electrones pueden **ocupar** el mismo orbital y, por tanto, la transición se produce a un orbital en el cual hay una vacante.

## números cuánticos

---

En el caso de los orbitales de los átomos hidrogenoides el número cuántico principal  $n$  está asociado a los diferentes niveles de energía orbital

## DINAMICA DE LA VIDA

---

permitidos o niveles cuánticos; los valores que toma son 1, 2, 3, 4,... Para  $n=1$  se tiene el nivel de menor energía. Todos los estados con el mismo número cuántico principal forman una capa (o nivel). Por razones históricas, estas capas electrónicas (por ejemplo en espectroscopia de rayos X) también se denotan como K, L, M, N,... El segundo número cuántico  $l$  corresponde al momento angular del estado. Estos estados tienen la forma de armónicos esféricos, y por lo tanto se describen usando polinomios de Legendre. También por razones históricas a estas subcapas (o subniveles), se les asigna una letra, que hace referencia al tipo de orbital que describe el estado electrónico (s, p, d, f, ...), Los valores que puede tomar  $l$  son: 0, 1, 2, ...,  $(n-1)$ , siendo  $n$  el número cuántico principal. El tercer número cuántico,  $m$ , puede tomar los valores desde  $-l$  a  $l$ , y por lo tanto hay un total de  $2l+1$  estados degenerados posibles. Cada uno de éstos puede ser ocupado por dos electrones con espines opuestos, consecuencia de los dos posibles valores de la proyección sobre el eje  $z$  del espín electrónico,  $m_s$ , que puede tomar los valores  $+1/2$  ó  $-1/2$ . Esto da un total de  $2(2l+1)$  electrones en total (tal como se puede ver en la tabla siguiente).

Valor de $l$	Letra	Máximo número de electrones
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14
<hr/>		
Número cuántico	Valores posibles	
$n$	1, 2, 3,...	
$l$	0, ..., $(n-1)$	
$m$	$-l, (-l+1), \dots, 0, \dots, (+l-1), +l$	

# DI NAMICA DE LA VIDA

---

$m_s$	-1/2, +1/2	
-------	------------	--

## Notación

---

En Física y Química se utiliza una notación estándar para describir las configuraciones electrónicas de átomos y moléculas. Para los átomos, la notación contiene la definición de los orbitales atómicos (en la forma  $n l$ , por ejemplo 1s, 2p, 3d, 4f) indicando el número de electrones asignado a cada orbital (o al conjunto de orbitales de la misma subcapa) como un superíndice. Por ejemplo, el hidrógeno tiene un electrón en el orbital s de la primera capa, de ahí que su configuración electrónica se escriba  $1s^1$ . El litio tiene dos electrones en la subcapa 1s y uno en la subcapa 2s (de mayor energía), de ahí que su configuración electrónica se escriba  $1s^2 2s^1$  (pronunciándose "uno-ese-dos, dos-ese-uno"). Para el fósforo (número atómico 15), tenemos:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ .

Para átomos con muchos electrones, esta notación puede ser muy larga por lo que se utiliza una notación abreviada, que tiene en cuenta que las primeras subcapas son iguales a las de algún gas noble. Por ejemplo, el fósforo, difiere del argón y neón ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ) únicamente por la presencia de la tercera capa. Así, la configuración electrónica del fósforo se puede escribir respecto de la del neón como:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ . Esta notación es útil si tenemos en cuenta que la mayor parte de las propiedades químicas de los elementos vienen determinadas por las capas más externas.

El orden en el que se escriben los orbitales viene dado por la estabilidad relativa de los orbitales, escribiéndose primero aquellos que tienen menor energía orbital. Esto significa que, aunque sigue unas pautas generales, se pueden producir *excepciones*. La mayor parte de los átomos siguen el orden dado por la regla de Madelung. Así, de acuerdo con esta regla, la configuración electrónica del hierro se escribe como:  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ . Otra posible notación agrupa primero los orbitales con el mismo número cuántico  $n$ , de tal manera que la configuración del hierro se expresa como  $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$  (agrupando el orbital 3d con los 3s y 3p que están implícitos en la configuración del argón).

El superíndice 1 de los orbitales ocupados por un único electrón no es obligatorio.<sup>4</sup> Es bastante común ver las letras de los orbitales escritas en letra

# DI NAMICA DE LA VIDA

---

itálica o cursiva. Sin embargo, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) recomienda utilizar letra normal, tal y como se realiza aquí.

## LEY PERIODICA

La **tabla periódica de los elementos** clasifica, organiza y distribuye los distintos elementos químicos, conforme a sus propiedades y características.

Suele atribuirse la tabla a Dmitri Mendeléyev, quien ordenó los elementos basándose en la variación manual de las propiedades químicas, si bien Julius Lothar Meyer, trabajando por separado, llevó a cabo un ordenamiento a partir de las propiedades físicas de los átomos. La forma actual es una versión modificada de la de Mendeléyev, fue diseñada por Alfred Werner.

**Ley Periódica**  
Esta ley es la base de la tabla periódica y establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos tienden a repetirse de forma sistemática conforme aumenta el número atómico. Todos los elementos de un grupo presentan una gran semejanza y, por lo general, difieren de los elementos de los demás grupos. Por ejemplo, los elementos del grupo IA, a excepción del hidrógeno, son metales con valencia química +1; mientras que los del grupo VIIA), exceptuando el astato, son no metales, que normalmente forman compuestos con valencia -1.

**Desarrollo Histórico**  
Como resultado de los descubrimientos que establecieron en firme la teoría atómica de la materia en el primer cuarto del siglo XIX, los científicos pudieron determinar las masas atómicas relativas de los elementos conocidos hasta entonces. El desarrollo de la electroquímica durante ese periodo por parte de los químicos británicos Humphry Davy y Michael Faraday condujo al descubrimiento de nuevos elementos.

En 1829 se habían descubierto los elementos suficientes para que el químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner pudiera observar que había ciertos elementos que tenían propiedades muy similares y que se presentaban en tríadas: cloro, bromo y yodo; calcio, estroncio y bario; azufre, selenio y telurio, y cobalto,

## DI NAMICA DE LA VIDA

---

manganeso y hierro. Sin embargo, debido al número limitado de elementos conocidos y a la confusión existente en cuanto a la distinción entre masas atómicas y masas moleculares, los químicos no captaron el significado de las tríadas de Döbereiner.

El desarrollo del espectroscopio en 1859 por los físicos alemanes Robert Wilhelm Bunsen y Gustav Robert Kirchhoff, hizo posible el descubrimiento de nuevos elementos. En 1860, en el primer congreso químico internacional celebrado en el mundo, el químico italiano Stanislao Cannizzaro puso de manifiesto el hecho de que algunos elementos (por ejemplo el oxígeno) poseen moléculas que contienen dos átomos. Esta aclaración permitió que los químicos consiguieran una "lista" consistente de los elementos.

Estos avances dieron un nuevo ímpetu al intento de descubrir las interrelaciones entre las propiedades de los elementos. En 1864, el químico británico John A. R. Newlands clasificó los elementos por orden de masas atómicas crecientes y observó que después de cada siete elementos, en el octavo, se repetían las propiedades del primero. Por analogía con la escala musical, a esta repetición periódica la llamó ley de las octavas. El descubrimiento de Newlands no impresionó a sus contemporáneos, probablemente porque la periodicidad observada sólo se limitaba a un pequeño número de los elementos conocidos.

- Mendeléiev y Meyer La ley química que afirma que las propiedades de todos los elementos son funciones periódicas de sus masas atómicas fue desarrollada independientemente por dos químicos: en 1869 por el ruso Dmitri I. Mendeléiev y en 1870 por el alemán Julius Lothar Meyer. La clave del éxito de sus esfuerzos fue comprender que los intentos anteriores habían fallado porque todavía quedaba un cierto número de elementos por descubrir, y había que dejar los huecos para esos elementos en la tabla. Por ejemplo, aunque no existía ningún elemento conocido hasta entonces con una masa atómica entre la del calcio y la del titanio, Mendeléiev le dejó un sitio vacante en su sistema periódico. Este lugar fue asignado más tarde al elemento escandio, descubierto en 1879, que tiene unas propiedades que justifican su posición en esa secuencia. El descubrimiento del escandio sólo fue parte de una serie de verificaciones de las predicciones basadas en la ley periódica, y la validación del sistema periódico aceleró el desarrollo de la química inorgánica.

El sistema periódico ha experimentado dos avances principales desde su formulación original por parte de Mendeléiev y Meyer. La primera revisión extendió el sistema para incluir toda una nueva familia de elementos. Este grupo comprendía los tres primeros elementos de los gases nobles o inertes, argón, helio y neón, descubiertos en la atmósfera entre 1894 y 1898 por el matemático y físico británico John William Strutt Rayleigh y el químico británico William Ramsay.

## DI NAMICA DE LA VIDA

---

El segundo avance fue la interpretación de la causa de la periodicidad de los elementos en términos de la teoría de Bohr (1913) sobre la estructura electrónica del átomo.

### Teoría De La Capa Electrónica

En la clasificación periódica, los gases nobles, que no son reactivos en la mayoría de los casos (valencia = 0), están interpuestos entre un grupo de metales altamente reactivos que forman compuestos con valencia +1 y un grupo de no metales también muy reactivos que forman compuestos con valencia -1. Este fenómeno condujo a la teoría de que la periodicidad de las propiedades resulta de la disposición de los electrones en capas alrededor del núcleo atómico. Según la misma teoría, los gases nobles son por lo general inertes porque sus capas electrónicas están completas; por lo tanto, otros elementos deben tener algunas capas que están sólo parcialmente ocupadas, y sus reactividades químicas están relacionadas con los electrones de esas capas incompletas. Por ejemplo, todos los elementos que ocupan una posición en el sistema inmediatamente anterior a un gas inerte, tienen un electrón menos del número necesario para completar las capas y presentan una valencia -1 y tienden a ganar un electrón en las reacciones. Los elementos que siguen a los gases inertes en la tabla tienen un electrón en la última capa, y pueden perderlo en las reacciones, presentando por tanto una valencia +1.

Un análisis del sistema periódico, basado en esta teoría, indica que la primera capa electrónica puede contener un máximo de 2 electrones, la segunda un máximo de 8, la tercera de 18, y así sucesivamente. El número total de elementos de cualquier periodo corresponde al número de electrones necesarios para conseguir una configuración estable. La diferencia entre los subgrupos A y B de un grupo dado también se puede explicar en base a la teoría de la capa de electrones. Ambos subgrupos son igualmente incompletos en la capa exterior, pero difieren entre ellos en las estructuras de las capas subyacentes. Este modelo del átomo proporciona una buena explicación de los enlaces químicos.

### Teoría Cuántica

El desarrollo de la teoría cuántica y su aplicación a la estructura atómica, enunciada por el físico danés Niels Bohr y otros científicos, ha aportado una explicación fácil a la mayoría de las características detalladas del sistema periódico. Cada electrón se caracteriza por cuatro números cuánticos que designan su movimiento orbital en el espacio. Por medio de las reglas de selección que gobiernan esos números cuánticos, y del principio de exclusión de Wolfgang Pauli, que establece que dos electrones del mismo átomo no pueden tener los mismos números cuánticos, los físicos pueden determinar

# DI NAMICA DE LA VIDA

---

teóricamente el número máximo de electrones necesario para completar cada capa, confirmando las conclusiones que se infieren del sistema periódico.

Desarrollos posteriores de la teoría cuántica revelaron por qué algunos elementos sólo tienen una capa incompleta (en concreto la capa exterior, o de valencia), mientras que otros también tienen incompletas las capas subyacentes. En esta última categoría se encuentra el grupo de elementos conocido como lantánidos, que son tan similares en sus propiedades que Mendeléiev llegó a asignarle a los 14 elementos un único lugar en su tabla.

## Sistema Periódico Largo

La aplicación de la teoría cuántica sobre la estructura atómica a la ley periódica llevó a reformar el sistema periódico en la llamada forma larga, en la que prima su interpretación electrónica. En el sistema periódico largo, cada periodo corresponde a la formación de una nueva capa de electrones. Los elementos alineados tienen estructuras electrónicas estrictamente análogas. El principio y el final de un periodo largo representan la adición de electrones en una capa de valencia; en la parte central aumenta el número de electrones de una capa subyacente.

## Taller

1. Cuáles son los sistemas de unidades y cuales sus unidades.
2. Realizar 5 ejercicios de conversión: De tiempo, temperatura, masa, longitud, y cantidad de sustancia (numero de avogadro).
3. Realizar 1 ejercicio de conversión: Densidad y Velocidad
4. Que es un pascal?
5. Cuáles son los niveles de energía de un atomo?
6. Porque la organización de la tabla periódica?
7. Cuales son las propiedades que se repiten en los elementos?
8. Cuales son los elementos alcalino terreos?

## Bilbiografia:

**Julio cesar Poveda; Quimca 10. Editorial educar.**