

CAPÍTULO 2

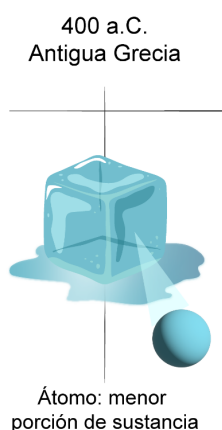
Estructura atómica

Natalia Soledad Fagali

En la primera unidad vimos los conceptos fundamentales de los sistemas materiales y su clasificación. Hemos definido a las sustancias puras que comprenden a su vez a los elementos y a los compuestos, conceptos que vamos a retomar en esta unidad. También hemos discutido sobre las propiedades físicas y químicas que pueden presentar los sistemas materiales y los cambios en las propiedades de estos sistemas.

Ahora surgen nuevas preguntas que necesitan encontrar respuesta: Los compuestos, moléculas, están formados por elementos, átomos, pero estos últimos ¿Cómo están formados? ¿Por qué se combinan para formar compuestos? ¿Por qué ocurren las reacciones químicas? Estas son algunas de las preguntas que vamos a tratar de responder cuando estudiemos la estructura atómica.

La gran historia del pequeño átomo



Desde épocas remotas la humanidad se pregunta acerca de la naturaleza de la materia. La primera idea de cómo está formada la materia surgió en la antigua Grecia, donde los filósofos imaginaron un experimento en el que, si dividían la materia en pedacitos cada vez más chicos, llegaría un punto en el que se obtendría una porción que ya no podría fragmentarse. A esta porción la llamaron **átomo**. El término proviene del latín *atōmus*, unión de *a*, (que significa «sin»), y *tōmos* («sección»), que literalmente es «que no se puede cortar, indivisible».

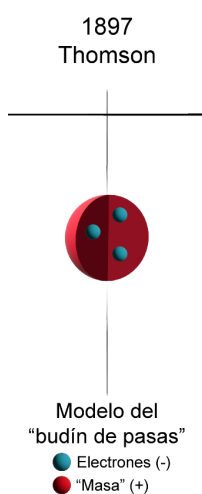
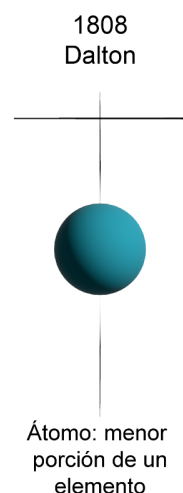
Este concepto no sufrió modificaciones importantes hasta que en el siglo XIX (año 1808), luego de tener ciertas evidencias experimentales, **John Dalton** formuló una definición más precisa de las unidades con las que está formada la materia y que actualmente llamamos átomos. El trabajo de Dalton marcó el principio de la era de la química moderna. A diferencia de los griegos que erróneamente pensaban que existía un “átomo de agua”, Dalton estableció la diferencia entre **elementos** (donde todos los átomos que los conformaban se consideraban iguales) y **compuestos** (que estaban formados por moléculas, agrupaciones de átomos de distintos elementos). Es decir que la *molécula* de agua, H_2O , en realidad

estaba formada por distintos *átomos* de los *elementos* oxígeno e hidrógeno. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia, en las que se basó la teoría atómica de Dalton, pueden resumirse como sigue:

1. Los **elementos** están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.

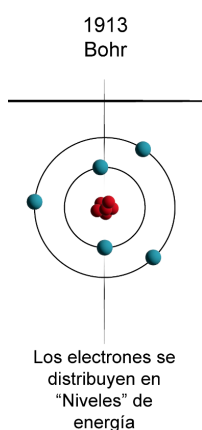
2. Todos los átomos de un mismo **elemento** son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos. Por ejemplo, Dalton planteaba que los átomos presentes en un clavo de hierro son todos idénticos, y son diferentes a todos los átomos presentes en el grafito de un lápiz que tiene todos átomos de carbono. Más adelante veremos que esta hipótesis de Dalton era, en parte, errónea.

3. Los **compuestos** están formados por átomos de más de un elemento. Por ejemplo: si miramos una porción de agua, los átomos presentes son *H* y *O*. La relación entre el número de estos átomos es siempre 2 a 1, y esto se debe a que el agua está formada por **moléculas** de agua cuya fórmula química es H_2O (la menor porción de agua es la **molécula**: H_2O ; que está formada por 2 **átomos** de *H* y un **átomo** de *O*).



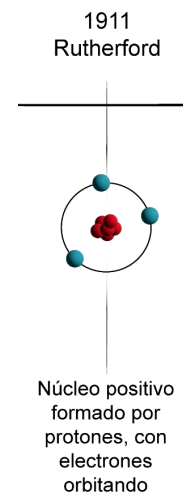
Entonces... el modelo atómico de Dalton y el actual coinciden en que *átomo es la partícula más pequeña de un elemento que conserva su identidad química*. O, dicho en otras palabras, un átomo es el "ladrillo" con el que se construye toda la materia que nos rodea. Pero ¿es el átomo realmente una partícula indivisible como creían los antiguos griegos y el mismo Dalton?

Hacia finales del siglo XIX, **J.J. Thomson** descubre el electrón: la primera partícula subatómica, un "corpúsculo" de carga negativa mucho más pequeño que el átomo. Thomson supone entonces que el átomo no es una partícula indivisible como se creía. Propone el modelo del "budín con pasas" donde los átomos son como una masa de carga positiva con electrones (como si fueran pasas de uva) inmersos en su interior.



El átomo recibe su núcleo de parte de **Ernest Rutherford**, un discípulo de Thomson. Rutherford propuso un modelo de átomo con un núcleo central y electrones girando alrededor. Luego de encontrar al núcleo, comprobó la existencia del protón. Es decir, había una partícula *primera* (en griego, protón) con la que se podían construir todos los elementos. El protón tiene carga positiva, y atrae los electrones negativos que están alrededor del núcleo.

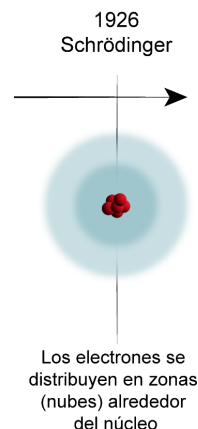
Niels Bohr aplica la mecánica cuántica al modelo de átomo y propone que los electrones solamente se pueden mover en órbitas específicas, cada una de las cuales está



caracterizada por su nivel energético. Esta propuesta constituyó un gran avance, ya que justificaba algunas observaciones experimentales, aunque también era incompleto: sólo aplicaba para el átomo de Hidrógeno.

El átomo moderno responde a la ecuación de **Schrödinger**, en el que no se sabe exactamente en dónde están los electrones, sino donde es probable encontrarlos (lo que llamamos “nubes de electrones”). Para describir esta nube utilizó una ecuación bastante compleja que no veremos en este libro, pero más adelante utilizaremos la idea principal (los números cuánticos) que nos dará información sobre la probable ubicación de los electrones y su estrecha relación con las propiedades del elemento.

En 1932, **James Chadwick** encuentra al neutrón. Esta partícula tiene una masa similar a la del protón, pero no tiene carga eléctrica (es neutra). Con este descubrimiento es posible armar el modelo que se mantiene hoy en día: un núcleo atómico constituido por nucleones (protones positivos y neutrones sin carga) y una nube formada por electrones negativos que rodea al núcleo. Debemos tener en cuenta que las partículas subatómicas conocidas actualmente son muchas más, pero no serán tratadas en este libro.



Carga y masa de protones, neutrones y electrones

Ya mencionamos que los electrones tienen carga negativa, los protones carga positiva y los neutrones no están cargados. Por una cuestión de simplicidad la carga del protón se asigna como +1 y la del electrón como -1. Los átomos tienen igual número de protones y electrones, por lo tanto, son eléctricamente neutros.

Los protones y los neutrones residen juntos en el núcleo del átomo que es extremadamente pequeño. Las masas del protón y del neutrón son casi iguales, y ambas son mucho mayores que la del electrón. Dado que el átomo es tan chiquito, es imposible pesarlo con instrumentos comunes como una balanza. Para hacernos una idea de la masa de un átomo se asigna a protones y neutrones una masa similar y cercana a la unidad de masa atómica (la “uma”, que veremos en el [capítulo 5 \(Cantidades Químicas\)](#)). Un protón tiene una masa de 1,0073 uma, un neutrón 1,0087 uma, y un electrón 0,0005 uma (en notación científica: $5,486 \times 10^{-4}$ uma), por lo que la masa de los electrones se considera despreciable y el núcleo contiene casi toda la masa del átomo. Es decir, *la suma de los protones y los neutrones del núcleo constituyen la masa del átomo.*

La identidad de los átomos y sus “parientes”: los isótopos

Según Dalton todos los átomos de un mismo elemento son iguales. Resulta que tiene razón... pero no del todo. Veamos...

The diagram shows a portion of the periodic table with Carbon (C) highlighted in a green box. A magnifying glass is positioned over the Carbon box. Inside the magnifying glass, the atomic number '6' is circled in red and labeled 'Z', and the relative atomic mass '12,0108' is circled in red and labeled 'PAR'. The text 'Carbono' is written below the symbol 'C'.

2	4.003	He
10	20.179	Ne
18	39.948	Ar
36	83.798	Kr
54	131.29	Xe
86	222	Rn

Podemos decir que el **número de protones** determina la *identidad del elemento químico*. Si un átomo tiene 6 protones en su núcleo, ese átomo es de carbono (C) sin lugar a duda. Si buscamos al carbono en la tabla periódica, la información del número de protones está dada por el **número atómico (Z)**.

Dalton tenía razón en que *todos los átomos del mismo elemento tienen el mismo número de protones* (o, dicho de otra forma, si dos átomos tienen distinto número de protones, son elementos distintos). Sin embargo, Dalton se equivocaba al decir que todos los átomos de un mismo elemento son exactamente iguales. Imaginemos dos átomos con 6 protones cada uno, pero con distinto número de neutrones. No hay dudas de que ambos átomos son de carbono (tienen igual Z) pero como vimos antes, al tener diferente número de neutrones uno de los átomos tendrá más masa (será más pesado). A estos dos átomos con el mismo número de protones y diferente número de neutrones se los denomina **isótopos**.

La masa de un elemento surge de la suma del número de protones y neutrones que contiene en el núcleo. El resultado final siempre es un número entero positivo, su **número másico (A)**. Entonces, ¿por qué en la tabla periódica el peso atómico de los elementos tiene decimales? La existencia de los isótopos es la causa de los decimales en el **Peso Atómico Relativo (PAR)** que se encuentra en la tabla periódica. Para calcular el PAR se tiene en cuenta la abundancia relativa de cada isótopo en la corteza terrestre, lo que modifica el valor de la masa de los átomos, siendo más parecida a la del isótopo más abundante.

Un ejemplo de isótopos lo constituyen el carbono-12 (6 protones y 6 neutrones en el núcleo; 6 electrones fuera del núcleo) y el carbono-14 (6 protones y 8 neutrones en el núcleo; 6 electrones fuera del núcleo). El isótopo más común del C es el que “pesa” 12. Mientras que el carbono-14 es mucho menos abundante en la naturaleza, pero es muy útil, por ejemplo, para conocer la edad de los fósiles.

Una forma práctica de representar a los elementos y a sus isótopos es a través de los **símbolos nucleares**. Estos están formados por el símbolo químico (C en el caso del carbono), el número másico (A) como superíndice y al número atómico (Z) como subíndice. Para carbono-12 y carbono-14 sus símbolos nucleares serían respectivamente:



Debemos tener en cuenta que al ser símbolos nucleares sólo contienen la información del número de protones y neutrones. Pero el átomo es eléctricamente neutro así que, conociendo el Z, podemos deducir el número de electrones ¿Cuántos electrones tendrá el ${}^{12}_6\text{C}$? ¿y el ${}^{14}_6\text{C}$?

Otra rama de “parientes” es la de las denominadas **variedades alotrópicas**. Si pensamos en un trocito de grafito (como la mina del lápiz) y un trocito de diamante podemos darnos cuenta de

que tienen propiedades muy diferentes (aspecto, dureza, brillo, conductividad, y ¡ni hablar del precio!), aunque ambos están formados por el mismo tipo de átomos de carbono. Entonces ¿a qué se deben estas diferencias? Como dijimos anteriormente, las propiedades de una sustancia están dadas no sólo por los átomos que las componen sino también por su estructura. Esto es, en la forma que sus átomos se unen y su disposición espacial. En el caso del grafito la estructura formada son láminas que pueden desplazarse unas sobre otras (por eso el lápiz puede escribir) y en el caso del diamante los átomos están firmemente unidos formando una red rígida. Otro ejemplo de variedades alotrópicas son el oxígeno (O_2) y el ozono (O_3).

Configuración electrónica

Ya hablamos bastante del núcleo del átomo, pero excepto en el caso de los reactores nucleares, no son los núcleos los que participan de las **reacciones químicas** comunes sino los electrones. Desde la época de Bohr para acá sabemos que los electrones no se ubican de cualquier manera en el átomo, sino que lo hacen en determinados **niveles de energía** u **órbitas**. Para explicar cómo se ubican los electrones fue necesario el desarrollo de la mecánica cuántica, que es un área muy compleja y de la que sólo utilizaremos los conceptos fundamentales: los números cuánticos.

- Cada **nivel de energía, órbita** o **capa** está representado por el número cuántico principal n . Este número puede tomar valores enteros positivos: 1, 2, 3... etc. Al aumentar n , aumenta la energía del electrón que se encuentra en ese nivel.

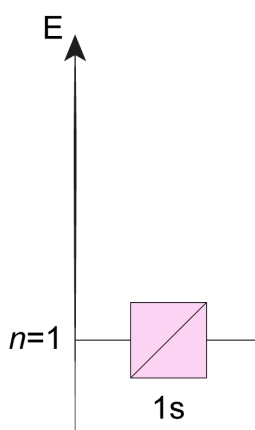
El modelo cuántico, además del n , utiliza tres números cuánticos más: el l , el m_l y el m_s .

- El número l puede tomar valores enteros de 0 hasta $n-1$ para cada valor de n . Según el valor que tome l será la forma del **orbital** (zona del espacio en el que es más probable encontrar al electrón). Todos los orbitales con el mismo valor de l corresponden a un **subnivel** o **subcapa** de energía.

Por ejemplo: si $n=4$ (el átomo tiene 4 capas), l puede tomar los valores: 0, 1, 2 y 3. A cada uno de estos orbitales se los denomina con las letras: s , p , d y f y cada uno de ellos tiene una determinada forma.

- El número m_l puede tomar valores enteros entre $-l$ y $+l$. Estos números indican la orientación en el espacio de cada orbital. Por ejemplo, si $l=2$, m_l podrá tomar los valores -2, -1, 0, +1 y +2, es decir que el subnivel $l=2$ puede tener 5 orbitales d posibles donde se pueden ubicar los electrones.

- Finalmente, el número cuántico m_s se denomina número cuántico de *spin* y da idea del sentido de rotación del electrón. Sólo puede tomar dos valores posibles: $+1/2$ y $-1/2$.



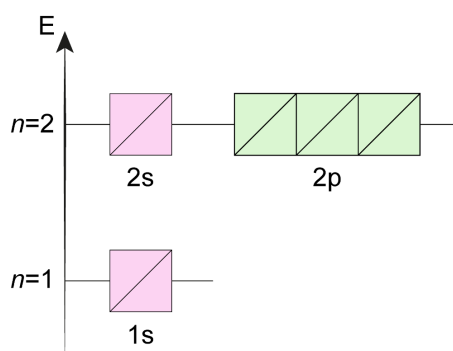
Entonces con esta información ya podemos construir las “cajas” donde se van a ubicar los electrones en cada nivel de energía del átomo.

Esto se puede graficar así:

Si n vale 1 (el átomo tiene una sola capa), l valdrá 0 (orbital s) y m_l valdrá 0.

En cada “caja” pueden alojarse hasta dos electrones y deben cumplir con la condición de que estén girando hacia distintos lados, es decir que un electrón tendrá un $m_s=+1/2$ y el otro un $m_s=-1/2$.

Si el átomo tiene $n=2$ quiere decir que tendrá dos capas; la primera capa tendrá el orbital 1s como ya vimos y para la segunda capa l puede valer 0 y 1 (tendrá un subnivel s y uno p). El subnivel p a su vez, puede tener tres orientaciones posibles en el espacio ($m_l = -1, 0, +1$)



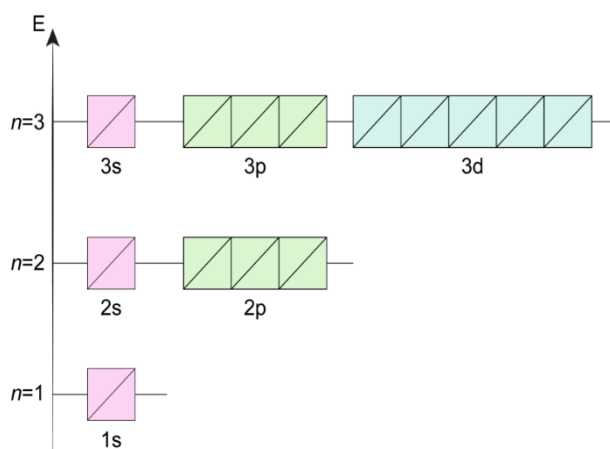
Existe una fórmula sencilla para predecir cuántos electrones pueden ser alojados en cada nivel:

$$2n^2$$

Así, el primer nivel de energía ($n=1$) puede alojar hasta dos electrones. Y eso se escribe así: $1s^2$ (se lee: uno-ese-dos). El nivel 2 ($n=2$) puede alojar hasta 8 electrones: 2 en el subnivel s y 2 en cada uno de los tres orbitales p, o sea: $2s^2 2p^6$.

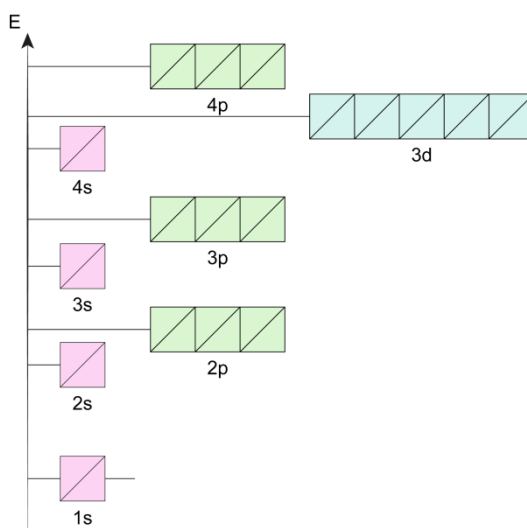
¿Vemos un ejemplo más?

Si el átomo tiene 3 capas, la primera y segunda capa se organizarán como vimos anteriormente. La tercera capa ($n=3$) tendrá 3 subniveles ($l=0, 1$ y 2: el s, el p y el d). Ya sabemos cuántos orbitales s y p se formarán. ¿Te animarías a predecir cuántos orbitales d tendrá este átomo? Una ayuda: si $l=2$ ¿Qué valores puede tomar m_l ? La respuesta se ve así:

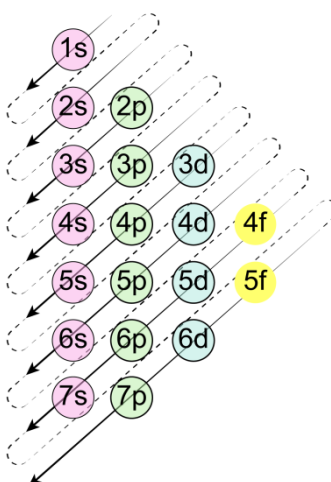


¿Y cuántos electrones se pueden alojar en este nuevo nivel? Si $n=3$, entonces $2n^2$ nos da 18 electrones. Si todos los orbitales del nivel 3 estuvieran llenos de electrones, esto se escribiría así: $3s^2 3p^6 3d^{10}$.

El esquema de cajas visto hasta aquí sirve para describir el átomo de hidrógeno (que sólo tiene un electrón), pero a medida que vamos intentando imaginar átomos más grandes, hay variaciones en las energías relativas de cada subnivel. Esto sucede porque la presencia de más de un electrón produce nuevas interacciones entre ellos (nuevas repulsiones, apantallamiento, etc). Teniendo en cuenta los efectos producidos por la interacción de electrones, el esquema se modifica y queda así:



Podemos ver que, por ejemplo, el subnivel 3d tiene en realidad más energía que el subnivel 4s. Esto quiere decir que luego de llenar el subnivel 3p, se llenará el 4s y luego el 3d. Para no tener que memorizar este orden de llenado existe un diagrama muy útil:



Si seguimos el orden de llenado, el orden sería: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p...

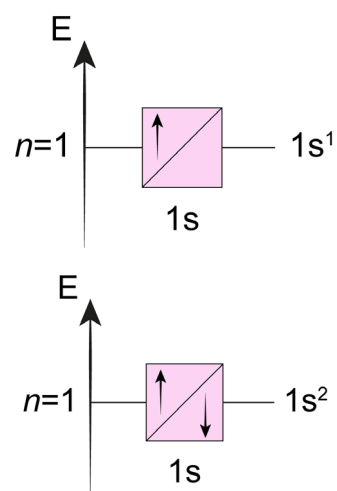
Ya estamos en condiciones de ordenar los electrones en los orbitales y conocer así la configuración electrónica de cada átomo. En la próxima unidad veremos la gran dependencia que tienen las propiedades de los elementos químicos con esta configuración.

Comencemos con el **hidrógeno (H)** ($Z=1$; 1 protón, 1 electrón). El *H* tiene un solo electrón para ubicar. Lo representaremos como una flecha y ocupará el primer nivel de energía.

Su configuración electrónica será: **1s¹**.

El siguiente elemento, el **helio (He)**, tiene 2 electrones para ubicar y su configuración electrónica será: **1s²**. Con estos dos electrones se completa el primer nivel de energía. Tener este nivel completo le dará una gran estabilidad al *He*, haciendo que tenga muy poca reactividad. Como dijimos antes, el segundo electrón no puede girar en el mismo sentido que el primero, por lo que lo representaremos como una flecha hacia abajo.

La configuración electrónica de los siguientes elementos se completará así:



Elemento	Total de electrones	Diagrama de orbitales				Configuración electrónica
		1s	2s	2p	3s	
Li	3					1s ² 2s ¹
Be	4					1s ² 2s ²
B	5					1s ² 2s ² 2p ¹
C	6					1s ² 2s ² 2p ²
N	7					1s ² 2s ² 2p ³
Ne	10					1s ² 2s ² 2p ⁶
Na	11					1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹

El tercer electrón del **litio (Li)** “inaugura” una nueva capa o nivel de energía, que se completa con el elemento **neón (Ne)**. El *Ne* posee sus niveles completos, con 8 electrones en el último nivel (octeto), lo que le brinda elevada estabilidad. El *He* y *Ne* pertenecen al grupo de los denominados gases nobles, también llamados inertes, y todos poseen muy baja reactividad.

El **sodio (Na)** necesita un nuevo nivel de energía. Si prestamos atención, su configuración electrónica es la misma que la del *Ne* más un electrón extra. Por ello su configuración electrónica puede abreviarse como [*Ne*] **3s¹**. Los electrones que coinciden con la configuración electrónica

del gas noble se denominan **electrones internos**, mientras que el resto (el $3s^1$ para el Na) se denominan **electrones de valencia** o electrones de la última capa. Estos son muy importantes porque son los que intervienen en las reacciones químicas.

Referencias

Enlaces de interés

Si querés saber más de todo lo que tratamos en este capítulo te recomendamos hacer una búsqueda en la página “elgatoylajaja.com”. Además, de tener mucha información, los artículos son amenos y divertidos. Entre los muchos que hay te recomendamos éstos:

<https://elgatoylajaja.com/es-lo-que-es> (Ianina Violi)

La autora cuenta la historia de la evolución de los modelos atómicos, con más personajes de los que tratamos en este capítulo (como Marie-Anne Pierrette Paulze, Marie Curie, Lavoisier, Planck y más), descripción de los experimentos y anécdotas históricas.

<https://elgatoylajaja.com/a-darle-atomos> (Marcos Tacca)

Además del resumen de la historia de los modelos atómicos, el autor cuenta un poco acerca del uso de los isótopos radiactivos, los reactores nucleares y la bomba atómica.

Videos

<https://ed.ted.com/lessons/the-2-400-year-search-for-the-atom-theresa-doud>

2400 años de historia en la búsqueda del mejor modelo atómico en 5 minutos de video.