

LA ESTRUCTURA ATÓMICA

Introducción.

La discontinuidad de la materia, es decir, el hecho de que la materia no puede ser dividida indefinidamente, se admite desde el tiempo de los filósofos griegos *Leucipo* y *Demócrito*. *Demócrito* llamó a estas partículas **átomos**, término griego que significa "indivisibles".

Sin embargo, la existencia de los átomos y las ideas del **atomismo** eran más bien un concepto filosófico que una teoría científica, por lo que los átomos no fueron aceptados como tales hasta que *John Dalton*, a comienzos del siglo XIX, formuló su **teoría atómica**, que puede resumirse en las siguientes ideas fundamentales:

- *Un átomo es la cantidad más pequeña de materia que puede tomar parte en una reacción química.*
- *Un elemento químico es una sustancia formada por una sola clase de átomos.*
- *Todos los átomos de un determinado elemento químico son iguales entre sí, y los átomos de elementos químicos diferentes son diferentes.*
- *Los átomos de un mismo elemento químico o los átomos de dos o más elementos químicos diferentes se pueden unir entre sí formando agregados de átomos, los cuales se denominan moléculas.*
- *Un compuesto químico es una sustancia formada por una sola clase de moléculas.*
- *Una molécula es la cantidad más pequeña de un compuesto que puede existir conservando las propiedades de dicho compuesto.*

Unas moléculas se distinguen de otras en el número y el tipo de átomos que las forman y en el modo en que estos átomos están colocados.

Una sustancia pura es una sustancia formada por una sola clase de átomos o de moléculas. Los elementos químicos y los compuestos químicos son sustancias puras, mientras que las mezclas no lo son.

La existencia del átomo.

Todo lo que se conocía acerca de las relaciones en las que se combinaban las sustancias se resumía en unas leyes enunciadas a lo largo del siglo XVIII, que son:

La ley de la conservación de la masa (ley de Lavoisier); dice que la materia ni se crea ni se destruye. Si en una reacción se conservan los átomos, también se debe conservar la masa.

La ley de las proporciones definidas (ley de Proust), según la cual los compuestos son combinaciones de composición constante de un número sencillo de elementos.

La ley de los volúmenes de combinación y la hipótesis de Avogadro.

Aceptando la teoría atómica, *Dalton* y otros muchos químicos trataron de deducir las fórmulas de los compuestos conocidos, el número y tipo de átomos que forman las moléculas de estos compuestos. La ley de *Gay-Lussac*, o ley de los volúmenes de combinación, y la interpretación que hizo *Avogadro* de ella supondrían una gran ayuda para este propósito. Esta ley afirma que "Cuando reaccionan los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura, los volúmenes de éstos guardan una relación numérica sencilla.

Para explicar los resultados obtenidos por *Gay-Lussac*, el físico italiano *Amadeo Avogadro* formuló su hipótesis, que dice que "Volúmenes iguales de gases, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas, independientemente de la naturaleza del gas considerado.

Inversamente podemos decir que si se tiene igual número de moléculas de diferentes gases en iguales condiciones de presión y temperatura, ocuparán el mismo volumen.

El **número de Avogadro, N_A** , es el número de moléculas que hay en un volumen de 22,4 litros de gas, medido a la presión de una atmósfera y a la temperatura de 0 °C.

Esta hipótesis de *Avogadro* fue de gran ayuda para formular uno de los conceptos más importantes de la química, el concepto de **mol**.

Una vez aceptada la teoría atómica de la materia, una serie de experiencias físicas pusieron de manifiesto que el átomo era divisible, es decir, estaba formado por otras partículas elementales.

En el siglo XIX se sabía que la electricidad y la materia estaban relacionadas. *Faraday*, en 1833, comprobó que la cantidad de sal que se descompone al paso de la corriente eléctrica es proporcional a la cantidad de electricidad que pasa a través de la sal fundida. La interpretación de estos hechos hizo suponer la existencia de partículas con carga eléctrica en la materia.

En 1885, *sir William Crookes* observó que, cuando se conecta a una red de energía eléctrica un tubo de descarga en el que hay gases a baja presión, aparece una luminosidad verdosa formando unos rayos que proceden del polo negativo, llamado cátodo.

Estos rayos, a diferencia de los rayos luminosos, tienen masa y son desviados por un imán.

Fue *Thomson* en 1897, quien demostró experimentalmente que estos **rayos catódicos** eran partículas cargadas negativamente, que recibieron el nombre de **electrones**.

Más tarde, con otro tipo de tubos, con hidrógeno a baja presión, se descubrieron partículas cargadas positivamente, los **protones**. La carga de un protón es igual a la carga de un electrón, pero de signo contrario. Al ser los átomos neutros, era lógico suponer la existencia de estas partículas que contrarrestarían la carga negativa de los electrones.

Finalmente, en el año 1932, *James Chadwick* descubrió otra partícula, que también formaba parte del átomo, con una masa parecida a la del protón y que sin embargo, no tenía carga eléctrica, el **neutrón**.

🚦 Modelos atómicos.

✓ Los primeros modelos atómicos.

Ante la evidencia de que el átomo es divisible, los científicos comenzaron a construir modelos para describir el modo en que las partículas fundamentales se distribuyen y se comportan en el interior de los átomos.

Uno de los primeros modelos atómicos fue el de *Thomson*, que suponía a los átomos como esferas uniformes, formadas por materia cargada positivamente, en cuyo interior se encuentran embebidos los electrones, resultado el átomo eléctricamente neutro. Los resultados obtenidos por las experiencias de los físicos *Geiger* y *Marsden*, dirigidos por *Rutherford* en 1911 invalidaron este modelo.

Gracias al descubrimiento de la radiactividad en algunos elementos, como el radio o el uranio, se utilizaron **partículas alfa (α)**, cargadas positivamente, para bombardear placas metálicas de oro y aluminio, observando su trayectoria al atravesar los átomos que componían dichas placas.

El objetivo era demostrar la validez del modelo atómico de *Thomson*, esperando que las partículas sufrieran desviaciones pequeñas.

Los resultados no fueron los esperados:

Un gran número de partículas alfa atravesaban la lámina sin desviarse.

Otras partículas, pocas, eran desviadas notablemente, llegando incluso a retroceder en la misma dirección que incidían.

Rutherford interpretó estos hechos y llegó a la conclusión de que los átomos están formados por un núcleo central (diámetro 10^{-13} cm) dentro del átomo (diámetro 10^{-8} cm). De este modo, al estar el átomo prácticamente vacío, la mayoría de las partículas alfa lo atravesarían sin ninguna dificultad, mientras que un número muy pequeño incidiría en las proximidades del núcleo y sería fuertemente rechazado.

El modelo atómico de *Rutherford* consideraba el átomo formado por un núcleo y una corteza. En el núcleo se encontraba concentrada toda la masa material del átomo y todas las cargas positivas, esto es, los **protones y neutrones**. La corteza era una zona casi vacía, exterior al núcleo, en donde se encontraban los electrones describiendo órbitas alrededor de aquél.

✓ Modelo atómico de Bohr

De acuerdo con las leyes de la física, una carga eléctrica que lleve un movimiento acelerado emitirá una cantidad de energía en forma de radiación. Por esta razón, un electrón acabaría precipitándose en el núcleo a pesar de su movimiento.

Para evitar las dificultades planteadas por el modelo de *Rutherford*, el físico danés *Niels Bohr* propuso un nuevo modelo.

Al comienzo del siglo XX se lograron grandes avances en la física, basados en lo que se conoce como teoría cuántica, que revolucionaron todo el estudio relacionado con electrones, átomos y moléculas.

Bohr aplicó algunos de los supuestos de la teoría cuántica a la elaboración de un nuevo modelo atómico y explicó la estructura del átomo de hidrógeno y su espectro (luz emitida por un átomo y recogida en una pantalla).

La teoría de *Bohr* estaba basada en tres postulados:

Los electrones no pueden girar alrededor del núcleo en cualquier órbita, sino que tan sólo es posible un número determinado de órbitas.

Cuando un electrón gira en una de esas órbitas no emite ni absorbe energía, sino que se encuentra en un estado estable en el que permanecerá hasta que un agente externo lo modifique.

Cuando un electrón pasa de una órbita a otra que se encuentra más alejada del núcleo, absorbe una cierta cantidad de energía. Inversamente, cuando el electrón pasa desde una órbita a otra más cercana al núcleo, emite una cierta cantidad de energía.

La forma de estas órbitas puede ser circular y cada una de ellas lleva asociada una cantidad de energía, que depende de su distancia al núcleo. Para cada átomo, el electrón se mueve en cada una de estas órbitas con una velocidad característica.

Este modelo fue modificado admitiendo que las órbitas podían ser circulares o elípticas, así como admitiendo también la existencia de órbitas muy próximas entre sí, con muy pequeñas variaciones de energía, formando lo que se conoce como **nivel de energía** o **capa electrónica**. El número de electrones presente en cada una de estas capas se obtiene mediante la expresión:

$$\text{Número de electrones} = 2 n^2$$

Donde n representa el número de orden de la capa electrónica.

Finalmente este modelo hubo que abandonarlo por no poder explicar un gran número de observaciones experimentales nuevas.

✓ **El modelo de la nube electrónica.**

El modelo actual acepta la existencia de un núcleo central y de unos niveles de energía.

Dentro del átomo los electrones están moviéndose constantemente y a gran velocidad de tal modo que, si fuera posible fotografiar la posición de uno de estos electrones en cada instante de su movimiento, al superponer estas instantáneas se obtendría lo que se llama la **nube electrónica**; se podría decir que los electrones se mueven tan rápidamente que ocupan todo el espacio.

Sin embargo, para cada electrón, la nube electrónica no tiene la misma densidad en todo el átomo, sino que es más densa en unas zonas que en otras. Esto indica que el electrón se encuentra con más frecuencia en unos lugares que en otros, esto es, existen zonas determinadas dentro del átomo donde es más probable localizar a los electrones.

Se llama orbital la zona del átomo dentro de la que hay una gran probabilidad de encontrar un electrón.

En el interior de un átomo, según sea su distancia al núcleo, se pueden distinguir varias zonas con diferentes energías que se conocen con el nombre de nivel o capa de energía.

Dentro de cada nivel sólo es posible

encontrar un número limitado de electrones. El número máximo de electrones en un nivel se calcula con la misma expresión utilizada por *Bohr*.

Estos niveles de energía están formados por varios subniveles que a su vez están constituidos por uno o varios orbitales. Los electrones que ocupan un determinado nivel de energía se encuentran repartidos entre dichos orbitales.

En un átomo, los electrones se sitúan en los orbitales de energía más bajos. Cada uno de estos orbitales puede contener, como máximo, dos electrones.

SUBNIVELES DE ENERGÍA			
Nivel	Subnivel	Nº de orbitales	Nº máximo de electrones
1	s	1	2
2	s	1	2
	p	3	6
3	s	1	2
	p	3	6
	d	5	10
4	s	1	2
	p	3	6
	d	5	10
	f	7	14

Los niveles y subniveles de energía que se consideraban en el modelo atómico de *Bohr* pueden compararse con los niveles y subniveles de energía que se consideran en el modelo de la nube electrónica.