

INTRODUCCIÓN

Comenzamos el estudio de la fisicoquímica con una breve exposición de algunas ideas fundamentales de uso común en química. Son cosas muy familiares, pero vale la pena tenerlas presentes.

CLASES DE MATERIA

La materia puede encontrarse en tres estados de agregación bien diferenciados entre sí: sólido, líquido y gaseoso. Se conoce como propiedades extensivas a las que no dependen de la cantidad de materia, como puede ser el punto de ebullición, la densidad, el color, el olor etc. Las propiedades intensivas son las que dependen de la cantidad de materia, como masa, peso, volumen.

Los diferentes tipos de materia pueden separarse en dos grandes divisiones: sustancias y mezclas de sustancias.

En una serie de condiciones experimentales específicas, una *sustancia* exhibe un conjunto de propiedades físicas y químicas que no dependen de su historia previa o del método de preparación de la misma. Por ejemplo, el cloruro de sodio tiene las mismas propiedades, ya se haya obtenido de una mina de sal o preparado en el laboratorio a partir de hidróxido de sodio y ácido clorhídrico.

Por otro lado, las mezclas pueden "variar mucho en su composición química. En consecuencia, sus propiedades físicas y químicas varían según la composición y pueden depender de la manera de preparación. Los materiales de origen natural son en su gran mayoría mezclas de sustancias. Por ejemplo, una solución de sal en agua, un puñado de tierra o una astilla de madera son todas mezclas.

CLASES DE SUSTANCIAS

Las sustancias son de dos clases: elementos y compuestos. Un elemento no puede descomponerse en sustancias más simples por métodos químicos ordinarios, pero sí un compuesto. Por ejemplo, el elemento mercurio no puede sufrir ninguna descomposición *química* del tipo $Hg \rightarrow X + Y$, en la cual la masa de X e Y, considerados individualmente, sea más pequeña que la masa original del mercurio.

Todos los materiales naturales pueden descomponerse en última instancia en 89 elementos. Además de éstos, se han sintetizado al menos otros 18 elementos por medio de los métodos de la física nuclear. Los núcleos de los átomos no son afectados por las reacciones químicas; sólo lo son sus electrones más externos, los electrones de valencia.

Los átomos de un elemento pueden combinarse químicamente con átomos de otro elemento y formar las entidades más pequeñas del compuesto, llamadas moléculas; por ejemplo, cuatro átomos de hidrógeno pueden combinarse con un átomo de carbono para formar una molécula de metano, CH_4 . Los átomos de un mismo elemento también pueden combinarse entre sí para formar moléculas del elemento; por ejemplo, H_2 , O_2 , C_{12} , P_4 , S_8 .

EVOLUCIÓN DE LOS MODELOS ATÓMICOS

Demócrito y Leucipo fueron probablemente los primeros en creer que la materia estaba constituida por partículas que denominaron **átomos**, palabra que significa "**sin división**", ya que consideraban el átomo como único e indivisible. Se basaba, no en pruebas experimentales, sino en un razonamiento que puede sintetizarse así: *un trozo de metal puede cortarse en 2 pedazos y cada uno de éstos en dos pedazos más...; estos pueden dividirse sucesivamente hasta llegar a un momento en que se obtenga una partícula que ya no sea posible dividirla: el átomo*. Pensaba que los átomos tendrían formas y tamaños distintos: esféricos, cilíndricos, irregulares...

Empédocles, otro filósofo griego, no creía en tal teoría y postulaba la idea de que la materia estaba constituida por 4 elementos que se combinaban entre sí. Según él, la vida sólo era posible donde había humedad: una flor sin agua se muere; luego el primer elemento era el agua. Pero el agua no es sólida, se escapa de las manos. Una montaña no puede estar formada de agua y necesita, por tanto, otro elemento que le dé consistencia, solidez. La tierra fue el segundo elemento de que habló Empédocles, pues, a su juicio, daba consistencia al agua. Sin embargo, el barro que resultaba de esta mezcla era muy blando. Creyó entonces que quien le daba dureza era un tercer elemento, el aire, pues seca o evapora el agua que contienen las cosas. Por último, Empédocles consideró el fuego como 4º elemento.

Modelo atómico de Dalton

Hacia el 1800, el profesor inglés John Dalton recogió la idea del átomo que dio el filósofo Demócrito, si bien esta vez basándose en métodos experimentales. Al tratar de encontrar una explicación racional para las propiedades de los gases y las leyes ponderales, John Dalton llegó a la conclusión de que la materia era sencilla y estaba constituida por pequeñísimos corpúsculos indestructibles que, en homenaje a los filósofos griegos, llamó átomos.

La Teoría atómica propuesta por Dalton puede resumirse en los siguientes postulados:

- Toda la materia está formada por partículas minúsculas e indestructibles llamadas átomos.
- Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en tamaño, forma, peso y difieren de los átomos de cualquier otro elemento.
- La formación de un compuesto a partir de sus elementos consiste en la formación de "átomos compuestos". Es decir, si dos elementos A y B, forman un solo compuesto, éste se forma por combinación de un átomo de A con un átomo de B (AB).
- Las relaciones químicas son meras reagrupaciones de átomos

Estas observaciones han conducido tácitamente a la conclusión, que parece haber sido adoptada universalmente, que todos los cuerpos de una magnitud perceptible, ya sea líquidos o sólidos, están constituidos por un vasto número de partículas extremadamente pequeñas o átomos de materia, que se mantienen unidos mediante una fuerza de atracción que es más o menos potente, de acuerdo con las circunstancias.

a) La teoría atómica y las leyes ponderales

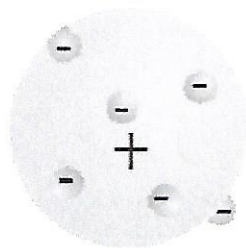
Con base en las ideas anteriores, John Dalton pudo explicar de manera razonable las observaciones de los químicos de su época, como son:

Ley de la conservación de la masa: la teoría podía explicar por qué la masa se conserva en una reacción química, ya que si cada átomo tiene su masa propia característica y éstos se reordenan, pero a la vez permanecen intactos durante una reacción química, entonces la masa total de los átomos reactantes es igual a la masa total de los átomos de los productos.

Ley de las proporciones definidas o constantes: la explica al suponer que cada compuesto está caracterizado por tener proporciones fijas entre los números de átomos de sus diferentes elementos constitutivos, como en el caso del compuesto de bióxido de carbono (CO_2) contiene átomos de carbono y oxígeno en razón de 1:2, respectivamente, y como las masas de los átomos de carbono y de oxígeno son fijas, se deduce que la composición del bióxido de carbono en masa tiene que ser fija.

Ley de las proporciones múltiples: supongamos que los átomos A y B forman dos tipos de compuestos. En uno de los compuestos (AB1) el átomo A se combina con un átomo B. En el supuesto (AB2), lo hace con dos átomos de B. Esto implicaría que la masa de B que se combina con una cantidad fija de A (digamos un gramo) debe ser doble en el segundo compuesto que en el primero o, en otras palabras, que la relación entre las masas de B, por gramo de A, en los dos compuestos debe estar en relación de 2:1. Esto es lo que sucede con el bióxido de carbono, CO_2 y el monóxido, CO .

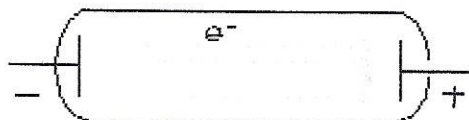
Modelo atómico de Thompson



En 1897 Joseph John Thompson realiza una serie de experimentos y descubre el electrón. En tubos de gases a baja presión en los que se establece una diferencia de potencial superior a 10.000 voltios, se comprobó que aparecían partículas con carga eléctrica negativa a las que se llamó electrones, y demostró

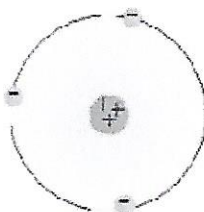
que habían sido arrancados de los átomos (los cuales eran neutros). Tal descubrimiento modificó el modelo atómico de Dalton, que lo consideraba indivisible. Thompson supuso el átomo como una esfera homogénea e indivisible cargada positivamente en la que se encuentran incrustados los electrones.

Modelo atómico de Rutherford



Posteriormente otro físico inglés, Ernest Rutherford, realizó una serie de experimentos. Hizo incidir sobre una lámina finísima de oro un delgado haz de partículas cargadas positivamente de masa mucho mayores que el electrón y dotadas de energía cinética alta. En el choque observó distintos comportamientos:

- la mayoría atravesaban la lámina sin desviarse
- algunas se desviaban
- muy pocas retrocedían



Esta experiencia implicaba:

- que los átomos estaban casi vacíos, pues la mayoría de las partículas las atravesaban
- que hay una zona cargada positivamente, ya que algunas partículas retrocedían o se desviaban. Esta zona debe estar muy concentrada ya que es mayor el número de desviaciones que de choques.

Esto le condujo a proponer en 1911 un nuevo modelo atómico en el que se afirmaba que los átomos estaban constituidos por 2 zonas bien diferenciadas:

- Una de carga positiva con el 99,9% de la masa muy concentrada y por tanto de gran densidad a la que llamó núcleo.
- Otra rodeando al núcleo a la que llamó corteza donde estaban los electrones con carga negativa girando alrededor del núcleo.

EL ÁTOMO DE BOHR

Para explicar la estructura del átomo, el físico danés Neils Bohr desarrolló en 1913 una hipótesis conocida como teoría atómica de Bohr. Neils Bohr supuso que los electrones están dispuestos en capas definidas, o niveles cuánticos, a una distancia considerable del núcleo. La disposición de los electrones se denomina configuración electrónica. El número de electrones es igual al número atómico del átomo: el hidrógeno tiene un único electrón orbital, el helio dos y el uranio 92. Las capas electrónicas se superponen de forma regular hasta un máximo de siete, y cada una de ellas puede albergar un determinado número de electrones. La primera capa está completa cuando contiene dos electrones, en la segunda caben un máximo de ocho, y las capas sucesivas pueden contener cantidades cada vez mayores. Ningún átomo existente en la naturaleza tiene la séptima capa llena. Los "últimos" electrones, los más externos o los últimos en añadirse a la estructura del átomo, determinan el comportamiento químico del átomo.

Todos los gases inertes o nobles (helio, neón, argón, criptón, xenón y radón) tienen llena su capa electrónica externa. No se combinan químicamente en la naturaleza, aunque los tres gases nobles más

FISICOQUIMICA
E.E.S. N°1
3°B

pesados (criptón, xenón y radón) pueden formar compuestos químicos en el laboratorio. Por otra parte, las capas exteriores de los elementos como litio, sodio o potasio sólo contienen un electrón. Estos elementos se combinan con facilidad con otros elementos (transfiriéndoles su electrón más externo) para formar numerosos compuestos químicos. De forma equivalente, a los elementos como el flúor, el cloro o el bromo sólo les falta un electrón para que su capa exterior esté completa. También se combinan con facilidad con otros elementos de los que obtienen electrones.

Las capas atómicas no se llenan necesariamente de electrones de forma consecutiva. Los electrones de los primeros 18 elementos de la tabla periódica se añaden de forma regular, llenando cada capa al máximo antes de iniciar una nueva capa. A partir del elemento decimonoveno, el electrón más externo comienza una nueva capa antes de que se llene por completo la capa anterior. No obstante, se sigue manteniendo una regularidad, ya que los electrones llenan las capas sucesivas con una alternancia que se repite. El resultado es la repetición regular de las propiedades químicas de los átomos, que se corresponde con el orden de los elementos en la tabla periódica.

Resulta cómodo visualizar los electrones que se desplazan alrededor del núcleo como si fueran planetas que giran en torno al Sol. No obstante, esta visión es mucho más sencilla que la que se mantiene actualmente. Ahora se sabe que es imposible determinar exactamente la posición de un electrón en el átomo sin perturbar su posición. Esta incertidumbre se expresa atribuyendo al átomo una forma de nube en la que la posición de un electrón se define según la probabilidad de encontrarlo a una distancia determinada del núcleo. Esta visión del átomo como "nube de probabilidad" ha sustituido al modelo de sistema solar.

TRABAJO PRACTICO N°1

MODELOS ATOMICOS

1. Realice un cuadro comparando las características más salientes de cada modelo atómico.
2. Compare el sistema solar con el modelo atómico de Bohr. Anotar las similitudes y las diferencias que encuentre.