



LEY DE AVOGADRO

El estudio de los gases atrajo la atención del físico italiano Amedeo Avogadro, que en 1811 formuló una importante ley que lleva su nombre (véase Ley de Avogadro). Esta ley afirma que “Dos volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas si sus condiciones de temperatura y presión son las mismas.” Si se dan esas condiciones, dos botellas idénticas, una llena de oxígeno y otra de helio, contendrán exactamente el mismo número de moléculas. Sin embargo, el número de átomos de oxígeno será dos veces mayor puesto que el oxígeno es diatómico.

La curiosidad acerca del tamaño y masa del átomo atrajo a cientos de científicos durante un largo periodo en el que la falta de instrumentos y técnicas apropiadas impidió obtener respuestas satisfactorias. Posteriormente se diseñaron numerosos experimentos ingeniosos para determinar el tamaño y masa de los diferentes átomos. El átomo más ligero, el de hidrógeno, tiene un diámetro de aproximadamente 10^{-10} m ($0,0000000001$ m) y una masa alrededor de $1,7 \times 10^{-27}$ kg (la fracción de un kilogramo representada por 17 precedido de 26 ceros y una coma decimal). Un átomo es tan pequeño que una sola gota de agua contiene más de mil trillones de átomos.

De la ley de Avogadro se desprende que las masas de un volumen patrón de diferentes gases (es decir, sus densidades) son proporcionales a la masa de cada molécula individual de gas. Si se toma el carbono como patrón y se le asigna al átomo de carbono un valor de 12,0000 unidades de masa atómica (u), resulta que el hidrógeno tiene una masa atómica de 1,0079 u, el helio de 4,0026, el flúor de 18,9984 y el sodio de 22,9898. En ocasiones se habla de “peso atómico” aunque lo correcto es “masa atómica”. La masa es una propiedad del cuerpo, mientras que el peso es la fuerza ejercida sobre el cuerpo a causa de la gravedad.

La observación de que muchas masas atómicas se aproximan a números enteros llevó al químico británico William Prout a sugerir, en 1816, que todos los elementos podrían estar compuestos por átomos de hidrógeno. No obstante, medidas posteriores de las masas atómicas demostraron que el cloro, por ejemplo, tiene una masa atómica de 35,453 (si se asigna al carbono el valor 12). El descubrimiento de estas masas atómicas fraccionarias pareció invalidar la hipótesis de Prout hasta un siglo después, cuando se descubrió que generalmente los átomos de un elemento dado no tienen todos la misma masa. Los átomos de un mismo elemento con diferente masa se conocen como isótopos. En el caso del cloro, existen dos isótopos en la naturaleza. Los átomos de uno de ellos (cloro 35) tienen una masa atómica cercana a 35, mientras que los del otro (cloro 37) tienen una masa atómica próxima a 37. Los experimentos demuestran que el cloro es una mezcla de tres partes de cloro 35 por cada parte de cloro 37. Esta proporción explica la masa atómica observada en el cloro.

Durante la primera mitad del siglo XX era corriente utilizar el oxígeno natural como patrón para expresar las masas atómicas, asignándole una masa atómica entera de 16. A principios de la década de 1960, las asociaciones internacionales de química y física acordaron un nuevo patrón y asignaron una masa atómica exactamente igual a 12 a un isótopo de carbono abundante, el carbono 12. Este nuevo patrón es especialmente apropiado porque el carbono 12 se emplea con frecuencia como patrón de referencia para calcular masas atómicas mediante el espectrómetro de masas. Además, la tabla de masas atómicas basada en el carbono 12 se aproxima bastante a la tabla antigua basada en el oxígeno natural.

Masa atómica

De la ley de Avogadro se desprende que las masas de un volumen patrón de diferentes gases (es decir, sus densidades) son proporcionales a la masa de cada molécula individual de gas. Si se toma el carbono como patrón y se le asigna al átomo de carbono un valor de 12,0000 unidades de masa atómica (u), resulta que el hidrógeno tiene una masa atómica de 1,0079u, el helio de 4,0026, el flúor de 18,9984 y el sodio de 22,9898. En ocasiones se habla de "peso atómico" aunque lo correcto es "masa atómica". La masa es una propiedad del cuerpo, mientras que el peso es la fuerza ejercida sobre el cuerpo a causa de la gravedad.



La observación de que muchas masas atómicas se aproximan a números enteros llevó al químico británico William Prout a sugerir, en 1816, que todos los elementos podrían estar compuestos por átomos de hidrógeno. No obstante, medidas posteriores de las masas atómicas demostraron que el cloro, por ejemplo, tiene una masa atómica de 35,453 (si se asigna al carbono el valor 12). El descubrimiento de estas masas atómicas fraccionarias pareció invalidar la hipótesis de Prout hasta un siglo después, cuando se descubrió que generalmente los átomos de un elemento dado no tienen todos la misma masa. Los átomos de un mismo elemento con diferente masa se conocen como isótopos. En el caso del cloro, existen dos isótopos en la naturaleza. Los átomos de uno de ellos (cloro 35) tienen una masa atómica cercana a 35, mientras que los del otro (cloro 37) tienen una masa atómica próxima a 37. Los experimentos demuestran que el cloro es una mezcla de tres partes de cloro 35 por cada parte de cloro 37. Esta proporción explica la masa atómica observada en el cloro.

Durante la primera mitad del siglo XX era corriente utilizar el oxígeno natural como patrón para expresar las masas atómicas, asignándole una masa atómica entera de 16. A principios de la década de 1960, las asociaciones internacionales de química y física acordaron un nuevo patrón y asignaron una masa atómica exactamente igual a 12 a un isótopo de carbono abundante, el carbono 12. Este nuevo patrón es especialmente apropiado porque el carbono 12 se emplea con frecuencia como patrón de referencia para calcular masas atómicas mediante el espectrómetro de masas. Además, la tabla de masas atómicas basada en el carbono 12 se aproxima bastante a la tabla antigua basada en el oxígeno natural.

La tabla periódica

A mediados del siglo XIX, varios químicos se dieron cuenta de que las similitudes en las propiedades químicas de diferentes elementos suponían una regularidad que podía ilustrarse ordenando los elementos de forma tabular o periódica. El químico ruso Dmitri Mendeléiev propuso una tabla de elementos llamada tabla periódica, en la que los elementos están ordenados en filas y columnas de forma que los elementos con propiedades químicas similares queden agrupados. Según este orden, a cada elemento se le asigna un número (número atómico) de acuerdo con su posición en la tabla, que va desde el 1 para el hidrógeno hasta el 92 para el uranio, que tiene el átomo más pesado de todos los elementos que existen de forma natural en nuestro planeta. Como en la época de Mendeléiev no se conocían todos los elementos, se dejaron espacios en blanco en la tabla periódica correspondientes a elementos que faltaban. Las posteriores investigaciones, facilitadas por el orden que los elementos conocidos ocupaban en la tabla, llevaron al descubrimiento de los elementos restantes. Los elementos con mayor número atómico tienen masas atómicas mayores, y la masa atómica de cada isótopo se aproxima a un número entero, de acuerdo con la hipótesis de Prout.

El tamaño del átomo

La curiosidad acerca del tamaño y masa del átomo atrajo a cientos de científicos durante un largo periodo en el que la falta de instrumentos y técnicas apropiadas impidió lograr respuestas satisfactorias. Posteriormente se diseñaron numerosos experimentos ingeniosos para determinar el tamaño y peso de los diferentes átomos. El átomo más ligero, el de hidrógeno, tiene un diámetro de aproximadamente 10^{-10} m ($0,0000000001$ m) y una masa alrededor de $1,7 \times 10^{-27}$ kg. (la fracción de un kilogramo representada por 17 precedido de 26 ceros y una coma decimal). Un átomo es tan pequeño que una sola gota de agua contiene más de mil trillones de átomos.

Radiactividad

Una serie de descubrimientos importantes realizados hacia finales del siglo XIX dejó claro que el átomo no era una partícula sólida de materia que no pudiera ser dividida en partes más pequeñas. En 1895, el científico alemán Wilhelm Conrad Roentgen anunció el descubrimiento de los rayos X, que pueden atravesar láminas finas de plomo. En 1897, el físico inglés J. J. Thomson descubrió el electrón, una partícula con una masa muy inferior al de cualquier átomo. Y, en 1896, el físico francés Antoine Henri Becquerel comprobó que determinadas sustancias, como las sales de uranio, generaban rayos penetrantes de origen misterioso. El matrimonio de científicos franceses formado por Marie y Pierre Curie aportó una contribución adicional a la



comprensión de esas sustancias "radiactivas" (véase radio). Como resultado de las investigaciones del físico británico Ernest Rutherford y sus coetáneos, se demostró que el uranio y algunos otros elementos pesados, como el torio o el radio, emiten tres clases diferentes de radiación, inicialmente denominadas rayos alfa (a), beta (b) y gamma (g). Las dos primeras, que según se averiguó están formadas por partículas eléctricamente cargadas, se denominan actualmente partículas alfa y beta. Posteriormente se comprobó que las partículas alfa son núcleos de helio (ver más abajo) y las partículas beta son electrones. Estaba claro que el átomo se componía de partes más pequeñas. Los rayos gamma fueron finalmente identificados como ondas electromagnéticas, similares a los rayos X pero con menor longitud de onda (véase radiación electromagnética).

Fuentes: <http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%81tomo>
<http://www.monografias.com/trabajos/atomo/atomo.shtml>
http://es.encarta.msn.com/encyclopedia_761567432/%C3%81tomo.html
Consultor temático práctico – Ediciones Nauta – © Copyright 2003