**ESTRUCTURA DEL ÁTOMO**

MASA ATÓMICA: Los átomos son muy pequeños y la masa de los átomos es una cantidad demasiado pequeña, del orden de 10 -24 g, lo que hace difícil su determinación aún en balanzas muy sensibles. Por esta razón, los químicos han establecido una escala de masas relativas de los átomos conocida como *escala de masas atómicas* o *de pesos atómicos*. Esta escala se basa en asignarle un valor de 12 *unidades de masa atómica* (uma o u) al isótopo 12 del carbono (C – 12). Según esto, un átomo que pese el doble que un átomo del C – 12, tiene una masa atómica de 24 uma y una unidad de masa atómica corresponde a 1/12 de la masa de un átomo de C – 12.

En las tablas periódicas de los elementos químicos aparecen las masas atómicas relativas de ellos con respecto al C – 12, aunque no con todas las cifras significativas y calculadas de acuerdo como se discutirá más adelante.

TEORÍA ATÓMICA DE DALTON: En los inicios del siglo XIX (entre 1803 y 1808) el científico inglés John Dalton, con base en la ley de la conservación de la masa y en la ley de la composición constante, propuso una teoría atómica, que con algunas modificaciones, sigue siendo muy útil actualmente y se puede considerar la base de nuestro conocimiento del átomo. Los principios en los cuales se fundamenta son:

1. Los elementos químicos están formados por partículas minúsculas e indestructibles llamadas átomos, los cuales no se pueden crear ni destruir durante una reacción química.
2. Los átomos de un elemento son semejantes en masa y tienen las mismas propiedades pero los átomos de elementos diferentes tienen distintas masas y propiedades.
3. Dos o más elementos se combinan en una proporción numérica sencilla (uno a uno, dos a uno, etc.) para formar una molécula o una fórmula unitaria de un compuesto. Es así como una molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.
4. Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas para formar más de un compuesto. Por ejemplo, el azufre y el oxígeno pueden formar dos compuestos: dióxido de azufre (SO2) y trióxido de azufre (SO3).

El primer principio se ha modificado en el hecho de que los átomos están constituidos por partículas subatómicas y que pueden destruirse (radiactividad, energía atómica).

El segundo principio se ha modificado teniendo en cuenta que existen los isótopos de los elementos.

El tercero se basa en la ley de la composición constante y el último de los principios condujo a la **ley de las proporciones múltiples** la cual establece lo siguiente: *Si dos elementos forman más de un compuesto sencillo, las masas de un elemento que se combinan con una masa fija del otro elemento, están en una relación de números enteros sencillos.*

PARTÍCULAS SUBATÓMICAS: ELECTRONES, PROTONES Y NEUTRONES: El átomo está formado por partículas subatómicas las cuales son: el electrón, el protón y el neutrón. Aunque existen otras partículas subatómicas, estas son las tres más importantes en el estudio de la química.

En el modelo atómico los átomos están constituidos por un pequeño núcleo donde están los protones y los neutrones y un espacio exterior grande donde están ubicados los electrones en ciertos niveles de energía y estos niveles de energía se encuentran a una distancia relativamente grande del núcleo.

El electrón (e\_) tiene una carga relativa unitaria negativa y una masa demasiado pequeña: 9,109 x 10 -28 g o sea 0,0005486 uma.

El protón (p+) tiene una carga unitaria relativa positiva y una masa de 1,6726 x 10 -24 g (1,0073 uma), es decir, 1836,2 veces más pesado que el electrón.

El neutrón (n 0) no tiene carga y una masa de 1,6748 x 10-24 g, es decir, parecida a la del protón y mucho mayor que la del electrón.

Lo anterior permite observar que la masa del átomo está concentrada en su núcleo y que la masa del electrón puede despreciarse al comparase con las masas de las otras dos partículas.

Se denomina **NÚMERO ATÓMICO** y se representa con la letra **Z** al número de protones que hay en el núcleo de un átomo. Como el átomo de un elemento es neutro eléctricamente, el número de protones es igual al número de electrones y para un elemento determinado todos los átomos tienen el mismo número atómico. *El número de protones puede variar entre átomos de un mismo elemento, dando lugar a los* ***ISÓTOPOS***.

El **NÚMERO MÁSICO** representado con la letra **A** es la suma de protones y neutrones en el núcleo de cada átomo. Por lo anterior, los isótopos son átomos de un mismo elemento que tienen diferente número másico. La mayoría de los elementos químicos tienen más de un isótopo.

Para representar la composición de cualquier átomo particular se utiliza el siguiente simbolismo: se escribe el símbolo químico del elemento, en la parte superior izquierda el número másico y en la parte inferior izquierda el número atómico. Un isótopo en particular se representa escribiendo el símbolo del elemento químico añadir un guion y el número másico como se ha representado el isótopo C – 12.

La **MASA ATÓMICA ABSOLUTA** de un átomo es la masa real del mismo y su valor oscila entre 1 x 10-24 g y 1 x 10-28 g. Como estos valores son tan pequeños se usa la **MASA ATÓMICA RELATIVA** que es aquella basada en el isótopo C – 12 y que se expresa en unidades de masa atómica.

La mayoría de los elementos tienen isótopos y éstos tienen un porcentaje de abundancia que siempre es el mismo para cada elemento. Los isótopos y su fracción de abundancia se tienen en cuenta para calcular la masa atómica del elemento, la cual es un promedio ponderado que se calcula con la siguiente ecuación:

**Masa atómica = (fracción de abundancia x masa) isótopo 1 + (fracción de abundancia x masa) isótopo 2 +…**

Estas masas atómicas son las que aparecen en la tabla periódica.

EJERCICIOS

El neón tiene tres isótopos cuyas masas atómicas y porcentajes de abundancia natural son los siguientes: Ne – 20 → 19,992440 u y 90,48 %; Ne – 21 → 20,993847 u y 0,27 %; Ne - 22 → 21,991386 u y 9,25 %. ¿Cuál es la masa atómica media ponderada del neón?

Los dos isótopos naturales del litio, litio – 6 y litio – 7, tienen masas de 6,01513 u y 7,01601 u, respectivamente. ¿Cuál de ellos tiene mayor abundancia natural?

Utilice la masa atómica media ponderada del litio, 6,941 u, para determinar los porcentajes de abundancia natural del litio – 6 y litio – 7.

MASA MOLECULAR RELATIVA: Es la suma de las masas atómicas (en u) de una molécula. Si se conoce la fórmula de la sustancia su masa molecular se calcula sumando las masas atómicas de todos los átomos que forman la molécula.

EJERCICIOS

Calcule la masa moléculas del tolueno cuya fórmula molecular es C7H8.

Calcule la masa molecular del dióxido de azufre cuya fórmula molecular es SO2.

Calcule la masa molecular del cloruro de hidrógeno cuya fórmula molecular es HCl.

CONCEPTO DE MOL: La unidad de masa atómica es una unidad muy pequeña dada para una entidad muy pequeña, el átomo. En los trabajos de química (el laboratorio, por ejemplo) se utilizan muestras de sustancias que contienen una cantidad muy grande de átomos y se utiliza una unidad que describa una cantidad grande de partículas de manera similar a como la docena describe 12 partículas. Esa unidad es **EL MOL.** El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 gramos del isótopo 12 del carbono. El mol se refiere, entonces, a un número fijo de entidades que se debe especificar:

1 mol = 6,02214199 x 1023 entidades elementales.

Este número se conoce como número de Avogadro y se redondea a 6,022 x 1023.

Algunos ejemplos son los siguientes:

1 mol de C-12 = 6,022 x 1023 átomos de C-12.

1 mol de O-16 = 6,022 x 1023 átomos de O-16.

1 mol de O2 = 6,022 x 1023 moléculas de O2.

1 mol de SO3 = 6,022 x 1023 moléculas de SO3.

MASA DE UN MOL DE ÁTOMOS: La masa de un mol de átomos es la masa atómica relativa de un elemento expresada en gramos y equivale a la masa de 6,022 x 1023 átomos del elemento. La masa atómica del sodio, Na, es 22,99 gramos. La masa de 1 mol de átomos de cloro es igual a 35,454 gramos.

MASA DE UN MOL DE MOLÉCULAS: La masa de un mol de moléculas es la masa molecular relativa de una sustancia expresada en gramos y equivale a la masa de 6,022 x 1023 moléculas de esa sustancia. La masa de un mol de moléculas de SO3 es igual a 80,0582 gramos y corresponde a 6,022 x 1023 moléculas de SO3.

EJERCICIOS

Calcule la masa molecular del pentóxido de dinitrógeno, cuya fórmula molecular es N2O5.

Calcule la masa de 6,022 x 1023 moléculas de bromuro de hidrógeno, HBr.

UTILIZACIÓN DEL MOL EN LOS CÁLCULOS: Según el concepto de mol: 1 mol = 6,022 x 1023 átomos o moléculas = Masa atómica o molecular en gramos.

Con las anteriores igualdades pueden construirse varios factores de conversión unitarios que permiten calcular el número de moles conociendo el número de partículas (átomos o moléculas) o la cantidad de sustancia y su masa molecular o atómica. O también se puede calcular el número de partículas conociendo el número de moles o la cantidad de sustancia con la masa molecular o atómica. También se puede calcular la cantidad de sustancia conocidas las otras variables.

EJERCICIOS

¿Cuántos átomos de oro hay en 3,16 x 10-3 mol de oro?

¿Cuántos átomos de plomo-206 están presentes en 3,50 mol de Pb? No olvide buscar el porcentaje de abundancia natural del Pb-206 en el Pb.

¿Cuántos moles de azufre hay en una muestar que contiene 7,65 x 1022 átomos de S? ¿Cuál es la masa de esta muestra?

¿Cuál es la masa de 6,34 x 1025 átomos de Mg?

El potasio-40 es uno de los pocos isótopos radiactivos naturales de elementos de número atómico bajo. Su porcentaje de abundancia natural entre los isótopos de potasio es 0,012 por ciento. ¿Cuántos átomos de K-40 se toman al beber 1 taza de leche entera que contiene 371 mg de potasio?

BIBLIOGRAFÍA

Petrucci, Ralph, Harwood, William. QUÍMICA GENERAL. Principios y aplicaciones modernas. Prentice Hall Iberia. Madrid. 1999.

UNPSJB - Facultad de Ciencias Naturales. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA. GUÍA PARA EL INGRESANTE. Curso de nivelación en química. 2015.

Seese, W., Daub, W. QUÍMICA. Prentice Hall Hispanoamericana, S. A. México. Quinta edición, 1989.