

RESUMEN DE OCTAVO

El Átomo

La palabra átomo se deriva de las raíces griega: a “sin” y tomo “división”.

La evolución histórica del átomo se basa en modelos atómicos propuestos por los científicos (físicos y químicos), que intercambiaron sus conocimientos para dilucidar este tema.

Un modelo atómico es una representación estructural de un átomo, la cual trata de explicar su comportamiento y propiedades.

Modelos atómicos

Un modelo atómico es la representación, en pequeño, de la estructura del átomo.

Filósofos Aristóteles y Platón consideraron que la materia era continua y que se componía de solo cuatro sustancias: tierra, agua, aire y fuego. El filósofo Demócrito propuso que la materia estaba compuesta por partículas diminutas e indestructibles, que denominó átomos.

Modelo atómico de John Dalton (1766-1844)

Dalton fue el primero en proponer un modelo atómico con base científica.

Los postulados de esta teoría atómica moderna se expresan así:

- La materia está formada por partículas diminutas indivisibles e indestructibles, denominadas átomos.
- Dos átomos de un mismo elemento son iguales, pero diferentes de los átomos de otros elementos.
- Los átomos de diferentes elementos se combinan entre sí para formar compuestos.

Modelo atómico de J. J. Thomson (1856-1940)

J.J. Thomson no consideraba el átomo sólido y rígido, como Dalton, sino con espacios vacíos, donde residen pequeñas partículas subatómicas cargadas con electricidad negativa, a las cuales llamó electrones.

Thomson asoció la presencia de partículas negativas con partículas positivas, para explicar la neutralidad de la materia. Su modelo lo describe como un pudín de pasas, donde las partículas positivas y negativas estaban distribuidas uniformemente en el átomo.

Modelo atómico planetario de Rutherford (1871-1937)

Ernest Rutherford, ganador del premio Nobel en 1908, probó, en 1911, con sus experimentos, que los electrones estaban alrededor de una pequeña estructura densa ubicada en el centro del átomo, a la que llamó núcleo, y que, a pesar de ser tan pequeña, con respecto al tamaño total del átomo, concentraba casi la totalidad de su masa.

Comparaba su modelo de átomo con el sistema planetario, al decir que el átomo está formado por dos partes: núcleo y corteza. El núcleo es la parte central y pequeña, donde está concentrada la masa y formado por los nucleones, que son los protones (+) y neutrones (partículas sin carga). La corteza es el espacio vacío, de gran tamaño, donde están los electrones con carga negativa y masa despreciable, que gira en órbitas circulares alrededor del núcleo.

Modelo atómico de Niels Bohr (1885-1962)

Niels Bohr ganó el premio Nobel de física en 1922 por su trabajo acerca de la estructura del átomo.

Este modelo postula que los electrones se muevan alrededor del núcleo en niveles definidos de energía; los más internos son los menos energéticos y, cuando los electrones ganan o pierden cuantos, de energía, es porque se han movido de un nivel a otro. Este modelo no era correcto, porque solo funcionó para el átomo de hidrógeno.

Modelo Ondulatorio

Luis de Broglie (1892-1987), francés, ganó el premio Nobel de Física en 1929 por su explicación de la naturaleza ondulatorio del electrón. Se refirió a este como onda y propuso que un rayo de electrones tenía carácter dual.

Modelo de la ecuación de onda de Schrödinger (1887-1961)

Erwin Schrödinger ganó el premio Nobel de Física en 1933 por su trabajo en la mecánica cuántica. Desarrolló una ecuación matemática basada en la dualidad del electrón, la cual puede usarse para calcular y graficar la distribución probable de los electrones en los átomos.

Define niveles, subniveles, orbitales y espines de energía para los electrones y la probabilidad de localizarlo alrededor del núcleo.

Modelo actual del átomo

Cada científico dedicado a este campo ha proporcionado aportes valiosos para conocer más sobre la composición interna de la materia. Fue desarrollado, principalmente, por Schrödinger y Heisenberg.

Estructura del átomo

El átomo consta de dos zonas, o partes, bien definidas: el núcleo y la nube electrónica.

Núcleo

Es la parte central, donde están las partículas subatómicas denominadas protones y neutrones (nucleones), que le aportan casi la totalidad de la masa al átomo.

Los protones tienen carga eléctrica positiva, una unidad de masa atómica (1 uma) y se representan p^+ .

Los neutrones no tienen carga eléctrica, son neutros, tienen una unidad de masa atómica (1 uma) y se representan con la letra “n”.

A las partículas que se localizan en el núcleo se les llama nucleones; permanecen unidas por las fuerzas más grandes que se conocen, llamadas fuerza nuclear fuerte.

La nube electrónica

Se trata de la zona alrededor del núcleo, con mucho espacio vacío, donde hay probabilidad de localizar al electrón, partícula pobre en masa, pero rica en energía, que gira alrededor del núcleo, en niveles de energía denominados con las letras K, L, M, N, O, P, Q o con los números 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

Cada nivel aloja un número determinado de electrones, que depende de la energía que contenga y que aumenta conforme se aleja del núcleo. Para calcular el número de electrones, se aplica la fórmula $2n^2$, en donde “n” es el valor del nivel de energía.

Características del átomo

- Es la partícula más pequeña de un elemento que interviene en una reacción química para formar compuestos.
- Es eléctricamente neutro en su estado natural, porque tiene igual número de cargas positivas en su núcleo que de negativas en la periferia.
- Puede perder su estado natural y transformarse en un ión positivo (catión) o negativo (anión).

Número atómico (Z):

Se representa con la letra mayúscula Z y es el número de protones (p^+) que posee un átomo de determinado elemento.

El dato se localiza en la parte superior del símbolo del elemento.

El número de protones es igual al número de electrones en un átomo neutro.

NOTA: $Z = p^+$

NOTA: $Z = p^+ = e^-$ cuando el átomo es neutro (sin carga o carga igual a 0)

Número másico (A):

Se representa con la letra mayúscula A y corresponde a la suma de protones y neutrones:

$$A = p^+ + n$$

El dato se toma de la tabla periódica; está en la parte inferior del símbolo de cada elemento y se debe redondear, porque es una cantidad entera.

Número de neutrones (n):

El número de neutrones que contiene el núcleo de un átomo se calcula con la fórmula:

$$n = A - Z$$

El átomo cargado eléctricamente:

Un ión es un átomo que adquirió carga eléctrica. Cuando los iones tienen carga eléctrica positiva, se llaman cationes; cuando la carga eléctrica es negativa se llaman aniones.

Formación de los iones:

Catión

Es un ión positivo. Son los que tienen tendencia a perder electrones y cargarse positivamente. Ej: Ca^{+2}

20

Ej : Ca^{+2} $Z = 20$ $p^+ = 20$ $e^- = 20 - 2 = 18$ $A = 40$ $n = 40 - 20 = 20$

40, 08

Anión

Es un ión negativo. Son los que tienen más tendencia a ganar electrones y cargarse negativamente. Ej: Cl^{-1}

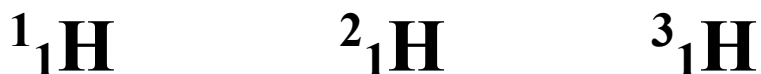
35

Ej : Br^{-1} $Z = 35$ $p^+ = 35$ $e^- = 35 + 1 = 36$ $A = 80$ $n = 80 - 35 = 45$

79, 904

Isótopos

Átomos de un mismo elemento con igual número atómico y diferente número másico. Ej:



Cálculo de masa atómica:

Es posible realizar el cálculo de la masa atómica cuando se conoce la masa y el porcentaje de abundancia de cada isótopo:

- Hay que multiplicar primero cada masa del isótopo por el porcentaje de abundancia y, luego, dividirlo entre cien.
- Se suman las masas de los isótopos. El resultado es la masa atómica promedio del elemento.

Por ejemplo, para calcular la masa atómica del cloro, se aplica el siguiente procedimiento:

Datos

Isótopo	Masa	Abundancia
Cl-35	34,9688	75,77%
Cl-37	36,9659	24,23%

Procedimiento

$$\text{Cl-35 } 34,9688 \times 75,77 \div 100 = 26,49 \text{ uma}$$

$$\text{Cl-37 } 36,9659 \times 24,23 \div 100 = 8,96 \text{ uma}$$

$$\text{Masa atómica} = 35,45 \text{ uma}$$