

CAPÍTULO 3: ESTRUCTURA ATÓMICA DE LA MATERIA

ÁTOMOS y MOLÉCULAS. FORMACIÓN DE IONES

1. LA TEORÍA ATÓMICA.

A partir del siglo XVIII, la química se convirtió en una ciencia esencialmente experimental, dejando de lado especulaciones filosóficas que la habían gobernado hasta esa época. De aquí en más las observaciones y mediciones pasaron a construir los puntos centrales del trabajo de laboratorio, permitiendo construir hipótesis de trabajo o modelos que explicaran el porqué de los datos obtenidos. Los estudios en diversos sistemas y en particular de los cambios en su masa produjeron importantes resultados. [4]

En el siglo V a.C., el filósofo griego **Demócrito** expresó la idea de que toda la materia estaba formada por muchas partículas pequeñas e indivisibles que llamó átomos (que significa indestructible o indivisible). A pesar de que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos, ésta se mantuvo. Las evidencias experimentales de algunas investigaciones científicas apoyaron el concepto del “atomismo”, lo que condujo, de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos. En 1808, un científico inglés, el profesor **John Dalton**, *formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que ahora llamamos átomos.*

John Dalton es considerado el padre de la teoría atómica debido a que su contribución no fue simplemente proponer una idea original, sino formular claramente una serie de hipótesis sobre la naturaleza de los átomos. Estas hipótesis señalaban la masa como una de sus propiedades fundamentales y se preocupó por probar tales ideas mediante experimentos cualitativos.

El trabajo de Dalton marcó el principio de la era de la química moderna. Las **hipótesis sobre la naturaleza de la materia**, en las que se basa la **teoría atómica de Dalton**, pueden resumirse como sigue:

1. Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
2. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.
3. Una reacción química implica solo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos: nunca supone la creación o destrucción de los mismos.

En la **primera hipótesis**, Dalton no intentó describir la estructura o composición de los átomos, Tampoco tenía idea de cómo era un átomo, pero se dio cuenta de que la diferencia entre las propiedades mostradas por elementos como el hidrógeno y el oxígeno, sólo se puede explicar a partir de la idea de que los átomos de hidrógeno son diferentes de los átomos de oxígeno.

La **segunda hipótesis** de Dalton sugiere que, para formar un determinado compuesto, no solamente se necesitan los átomos de los elementos correctos, sino que es indispensable un número específico de dichos átomos. [1] Ésta idea es una extensión de una ley publicada en 1799 por el químico francés **Joseph Proust**, **ley de las proporciones definidas**, la cual establece que **cuando dos o más sustancias simples se combinan para dar un compuesto definido, lo hacen siempre en una relación constante de masas**. Así, si se analizan muestras de dióxido de carbono gaseoso obtenidas de diferentes fuentes, en todas las muestras se encontrará la misma proporción de masa de carbono y oxígeno. Entonces, si la proporción de las masas de los diferentes elementos de un compuesto es una cantidad fija, la proporción de los átomos de los elementos en dicho compuesto también debe ser constante. [4]

Dalton con su segunda hipótesis pudo predecir la **ley de las proporciones múltiples** (llamada ley de Dalton). Según esta ley, **si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro, mantiene una relación de números enteros pequeños**. Por ejemplo, el carbono forma dos compuestos estables con el oxígeno, cuando un átomo de carbono se combina con un átomo de oxígeno se forma monóxido de carbono y cuando se combina con dos átomos de oxígeno forma el dióxido de carbono. [1]

La **tercera hipótesis** de Dalton es una forma de enunciar la **ley de la conservación de la masa Antoine Lavoisier (1743-1794)**, la cual establece que **la materia no se crea ni se destruye, sino que solo cambia la naturaleza de las sustancias**. [4] Por lo tanto, debido a que la materia está formada por átomos y que estos no cambian en una reacción química, se concluye que la masa se conserva.

Usted se preguntará, por ejemplo, que en la combustión de una vela hay pérdida de masa, pues luego de arder su masa es menor a la inicial. Ciertamente hay pérdida (pero no destrucción de masa) por desprendimiento de los gases de la combustión. Por ello para evitar ambigüedades, la ley de Lavoisier debe enunciarse de la siguiente manera:

“La masa total de un sistema cerrado se mantiene constante, independientemente de los cambios físicos o químicos que en él se produzcan”.

Como mencionamos en el capítulo 1, la materia puede convertirse en energía de acuerdo a la ecuación de Einstein. Así, la pérdida de masa de vela se ha convertido en energía térmica y en los gases liberados. [4]

1.1 LEYES GRAVIMÉTRICAS. EJEMPLO

Veamos a continuación un ejemplo que nos va a permitir ejercitar los conocimientos relativos a las leyes ya vistas:

El siguiente cuadro expresa los resultados que se obtienen al hacer reaccionar diferentes cantidades de oxígeno y cadmio en un recipiente cerrado, para dar siempre el mismo compuesto.

Experiencia	Masa de oxígeno (g)	Masa de cadmio (g)	Masa total del sistema final de la reacción (g)	Masa de compuesto formado (g)
1	8,0	56,0		64,0
2		14,0		14,0
3	20,0	28,0		
4	20,0		90,0	

Suponer que en los experimentos 2, 3 y 4 uno de los reactivos se consume completamente, mientras que el otro puede estar en exceso, es decir que al final de la reacción puede quedar una parte sin consumir. Completar el cuadro indicando en cada uno de los casilleros en blanco el dato numérico faltante y a su lado la ley gravimétrica aplicada o verificada en el cálculo.

Supongamos que en la experiencia 1 ningún reactivo está en exceso, y por lo tanto la masa total del sistema final debe coincidir con la masa del compuesto formado: 64,0g; aplicamos la ley de Lavoisier, es decir:

Experiencia	Masa de oxígeno (g)	Masa de cadmio (g)	Masa total del sistema final de la reacción (g)	Masa de compuesto formado (g)
1	8,0	56,0	64,0 <i>Lavoisier</i>	64,0

En la experiencia 2, vemos que la masa de compuesto formada es 14,00g por lo que evidentemente este reactivo está en exceso. Para saber qué masa de oxígeno está presente en los 14,00g de compuesto, utilizamos los datos de la experiencia 1:

$$64,00\text{g de compuesto} \text{ ----- } 8,0\text{g de oxígeno}$$

$$14,00\text{g de compuesto} \text{ ----- } x = 14,00\text{g} \times 8,00\text{g} / 64,00\text{g} = 1,75\text{g de oxígeno}$$

Esto puede hacerse aplicando la ley de Proust, pues la relación entre la masa de oxígeno y la de cadmio no depende de la cantidad de compuesto formado. Los 14,00g de compuesto están así formado por 1,75g de oxígeno y 12,25g de cadmio. El sistema final estará pues formado por 14,00g de compuesto y el exceso de cadmio (1,75g de cadmio que no reaccionó). La masa total del sistema será 15,75g.

Experiencia	Masa de oxígeno (g)	Masa de cadmio (g)	Masa total del sistema final de la reacción (g)	Masa de compuesto formado (g)
2	1,75 <i>Proust</i>	14,0	15,75 <i>Lavoisier</i>	14,0

En la experiencia 3, tenemos como dato las masas de oxígeno y de cadmio, pero alguno de ellos puede estar en exceso. La relación entre las masas de cadmio y oxígeno en el compuesto es:

$$56,00\text{g de cadmio} / 8,00\text{g de oxígeno} = 7/1$$

Pero en la experiencia 3 la relación entre las masas de reactivo es:

$$28,00\text{g de cadmio} / 20,00\text{g de oxígeno} = 7/5$$

Es evidente que en este sistema inicial hay oxígeno en exceso, por lo tanto, debemos calcular que masa de oxígeno será usada para formar el compuesto; Aplicando la ley de Proust:

$$7,00\text{g de compuesto} \text{ ----- } 1,00\text{g de oxígeno}$$

$$28,00\text{g de compuesto} \text{ ----- } x = 28,00\text{g} \times 1,00\text{g} / 7,00\text{g} = 4,00\text{g de oxígeno}$$

Sobran $20,00\text{g} - 4,00\text{g} = 16,00\text{g}$ de oxígeno; la masa del compuesto formado será: $28,00\text{g} + 4,00\text{g} = 32,00\text{g}$, pero la masa total del sistema: $28,00\text{g} + 20,00\text{g} = 48,00\text{g}$ (aplicando ley de Lavoisier).

Experiencia	Masa de oxígeno (g)	Masa de cadmio (g)	Masa total del sistema final de la reacción (g)	Masa de compuesto formado (g)
3	20,0	28,0	48,0 Lavoisier	32,0 Proust

En el experimento 4, vemos que la masa total del sistema es 90,0g y que la masa del oxígeno en el sistema inicial es 20,0g. Por la ley de Lavoisier, la masa inicial de cadmio debe ser 70,0g. Pero, para calcular la masa de compuesto, aplicamos la ley de Proust.

La relación ya vista, correspondiente al compuesto que se está analizando es:

$$m_{\text{cadmio}}/m_{\text{oxígeno}} = 7/1$$

Si tenemos 70,00g de cadmio y 20,00g de oxígeno la relación en el experimento 4 será:

$$70,00\text{g}/20,00\text{g} = 7/2$$

Veamos que nuevamente el oxígeno está en exceso; la cantidad que reacciona es:

$$7,00\text{g de cadmio} \text{ ----- } 1,00\text{g de oxígeno}$$

$$70,00\text{g de cadmio} \text{ ----- } 70,0\text{g} \times 1,0\text{g} / 7,0\text{g} = 10,00\text{g de oxígeno}$$

y la masa del compuesto formado será: 80,00g

Experiencia	Masa de oxígeno (g)	Masa de cadmio (g)	Masa total del sistema final de la reacción (g)	Masa de compuesto formado (g)
4	20,0	70,0 Lavoisier	90,0	80,0 Proust

2. MASA ATÓMICA

Dalton comprendía que no podía medir la masa de átomos aislados, pero él consideró que *las proporciones entre las masas de los elementos que se combinan corresponden a las relaciones entre las masas de los átomos individuales*; lo llevó a pensar que podría determinar masas relativas de átomos individuales tomando a uno como patrón. El elegido por Dalton fue el hidrógeno, pues sus átomos eran los más livianos que se conocían y entonces tomó la masa del átomo de hidrógeno como unidad. Este valor no tiene unidades (la masa de un átomo de hidrógeno no es 1g).

Dalton enfrentó un grave problema experimental: aunque conocía la composición gravimétrica de muchos compuestos, no disponía de datos experimentales sobre las relaciones atómicas en ellos. Por ejemplo, sabía que 8 partes en masa de oxígeno se combinaban con 1 parte en masa de hidrógeno para formar agua, pero no sabía si el compuesto, agua, contenía un átomo de cada elemento, o dos de hidrógeno por uno de oxígeno o a la inversa.

La solución que adoptó Dalton para resolver este dilema fue arbitraria, pero se utiliza con frecuencia en las investigaciones científicas: hacer la conjetura más simple.

El esquema adoptado fue que, si sólo se conociera un único compuesto de los elementos A y B, su compuesto resultante sería AB. La fórmula asignada al agua fue entonces HO. Si se encontraran dos compuestos diferentes, con los mismos elementos, según Dalton las relaciones atómicas más sencillas posibles serían: AB y AB₂, o AB y A₂B. Así cometió errores en las fórmulas que atribuyó a los compuestos.

Los trabajos de Gay-Lussac, 1808, ofrecieron una base para resolver el dilema de Dalton.

2.1 LA TEORÍA ATÓMICA-MOLECULAR:

Alrededor de 1808, J.L. Gay-Lussac se interesó en el estudio de reacciones entre sustancias gaseosas e investigó, en lugar de la masa de sustancia involucrada, su volumen. Como ya se conocían las leyes del gas ideal, realizaba sus determinaciones de volúmenes de gas manteniendo fijas la presión y la temperatura.

Observemos la tabla 2.1, donde se detallan los volúmenes de gases 1 y 2 que reaccionan para dar un cierto volumen de producto gaseoso.

GAS	Volumen (cm ³)	GAS 2	Volumen (cm ³)	GAS PRODUCTO	Volumen (cm ³)
nitrógeno	30	Hidrógeno	90	Amoniaco	60
nitrógeno	30	oxígeno	30	óxido de nitrógeno	60
cloro	30	hidrógeno	30	cloruro de hidrógeno	60
hidrógeno	10	oxígeno	5	agua	10

Tabla 2.1 Experimento de Gay-Lussac con sustancias gaseosas.

En función de estos resultados, Gay-Lussac enunció la siguiente ley:

Ley de Gay-Lussac: “En una reacción química, los volúmenes de los gases que reaccionan y de los productos que se obtienen, medidos en iguales condiciones de presión y temperaturas, están en una relación que se pueden expresar con números enteros y pequeños.”

La conexión entre los resultados de Gay-Lussac y la teoría atómica de Dalton era evidente. Las relaciones entre los volúmenes de gases inducían a pensar en una relación entre el número de partículas gaseosas que reaccionaban. Dalton, sin embargo, comprendió que las observaciones de Gay-Lussac, si eran correctas, implicaban que el número de partículas contenido en volúmenes iguales de distintos gases debía ser el mismo, o un múltiplo entero del otro.

En 1811, el químico italiano **Amadeo Avogadro** retomó las ideas de Dalton y las combinó con dos sugerencias: 1) las partículas de gas no están en contacto sino separadas entre sí; 2) las partículas de los gases simples pueden ser moléculas poliatómicas, formadas por dos o más átomos.

Avogadro introduciendo el concepto de molécula y modificando en parte la teoría atómica de Dalton, estableció las siguientes diferencias:

- Un átomo es la partícula más pequeña de un elemento que puede intervenir en una reacción química.
- Una molécula es la partícula más pequeña de una sustancia (simple o compuesta) que puede existir en estado libre.

Con éstas modificaciones, Avogadro podía conciliar los datos experimentales de Gay-Lussac y el átomo indivisible de Dalton:

1 volumen de nitrógeno + 1 volumen de oxígeno \longrightarrow 2 volúmenes de óxido de nitrógeno

Por ejemplo: $N_2 + O_2 \longrightarrow 2 NO$

Las ideas de Avogadro no fueron aceptadas de inmediato, pues solo eliminaban las objeciones al principio de Dalton: “igual volumen – igual número de partículas”, para ello debía aceptarse otra hipótesis, como la de las moléculas poliatómicas. Además, seguía sin resolver el dilema de Dalton acerca de las masas atómicas relativas y las fórmulas de las sustancias.

En 1860 el químico italiano Stanislao Cannizzaro presentó un trabajo que representó la solución definitiva al problema de Dalton y permitió el vigoroso desarrollo de la Química como una ciencia cuantitativa y organizada. Cannizzaro retomó las ideas de Avogadro, en particular la que actualmente se conoce como **HIPÓTESIS DE AVOGADRO**:

“Volúmenes iguales de diferentes gases, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas”.

Utilizando esta hipótesis, así como las moléculas diatómicas para las sustancias simples gaseosas (conocidas en esa época), presentó una tabla consistente de masas atómicas y moleculares relativas que había podido obtener a partir de un gran número de datos experimentales.

Cannizzaro al aceptar la hipótesis de Avogadro aceptó que la molécula de hidrógeno es diatómica y le asignó a su masa molecular relativa el valor de 2. Con ese patrón, determinó la masa molecular relativa de muchos otros gases, construyendo tablas muy completas.

En general podemos afirmar que:

la masa de un volumen V de gas X = masa de una molécula del gas X x N° de moléculas en 1dm³.

Una vez obtenida la masa molecular relativa de diferentes sustancias gaseosas, la segunda etapa del trabajo de Cannizzaro consistió en determinar por análisis, la composición centesimal de diferentes sustancias que tuvieran un elemento en común, y luego calcular la masa de ese elemento presente en una masa en gramos, numéricamente igual a la masa molecular relativa de cada una de esas sustancias (masa molar).

Con muchos datos experimentales, y considerando que nunca aparecería el valor 6g o múltiplo impar de él, por ejemplo, 18g, sino 12g como menor valor y los demás múltiplos de él, Cannizzaro llegó a la conclusión de que la ***masa atómica relativa del C (ArC) era 12,0.***

Utilizando este procedimiento, se pudo determinar la masa atómica relativa de gran número de elementos.

El método de Cannizzaro estaba limitado inicialmente a elementos que dieran compuestos gaseosos, pero posteriormente aparecieron métodos para determinar la masa molecular relativa de compuestos líquidos y sólidos.

2.2 LA ESCALA DE MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES RELATIVAS.

Para establecer una escala de masas atómicas relativas se necesita elegir un elemento de referencia (patrón) y un valor arbitrario correspondiente a la masa de 1 átomo de dicho elemento (unidad).

Inicialmente se tomó al hidrógeno como patrón de comparación y se le asignó el valor 1 a su masa atómica relativa. Se eligió al hidrógeno por ser el elemento cuyos átomos son los más livianos. De esta manera todos los valores correspondientes a las masas atómicas relativas de los demás elementos resultaban ser mayores que 1. Según esta escala, la ***masa atómica relativa, Ar, de un elemento es un número que indica cuantas veces mayores es la masa de un átomo del elemento respecto de la masa de 1 átomo de hidrógeno.***

A principios de este siglo, se determinó que los átomos de un determinado elemento podían tener diferente masa (isótopos). En **1961** la **IUPAC** (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) adoptó la escala basada en el **isótopo 12 del carbono**, al que se le asignó una masa atómica relativa de 12,0000 y se denominó unidad de masa atómica (uma)

Cuando nos dicen, por ejemplo: masa atómica relativa del potasio Ar K = 39,1, nos indican que la masa promedio de un átomo de potasio es 39,1 veces mayor que la doceava parte de la masa de 1 átomo del isótopo 12 del C. Por lo tanto:

$$\frac{\text{masa de 1 átomo de K}}{\text{masa de 1 átomo de } ^{12}\text{C}} = \frac{39,1}{12,0000}$$

$$\frac{\text{masa de un átomo de K}}{\text{masa de 1 átomo de } ^{12}\text{C}} = \frac{39,1}{12,0000}$$

Es decir, que las masas atómicas relativas son directamente proporcionales a las masas absolutas de los átomos. Además, la relación 39,1/ 12,0000 se cumplirá siempre que comparemos las masas de igual número de átomos de K y de ¹²C. Por ejemplo, si consideramos un número de átomos de cada elemento:

$$\frac{\text{masa de n átomos de K}}{\text{masa de n átomos de } ^{12}\text{C}} = \frac{n \cdot \text{masa de 1 átomo de K}}{n \cdot \text{masa de 1 átomo de } ^{12}\text{C}} = \frac{39,1}{12,0000}$$

De acuerdo con esto, si tenemos una masa de átomos de K y una masa de átomos de ¹²C tales que su relación es de 39,1/12,0000 podemos afirmar que en dichas masas existe igual número de átomos de cada uno de los elementos, aunque no sepamos cuál es ese número. Por ejemplo, si queremos calcular que masa de K contiene igual número de átomos que 10,0g de ¹²C lo podemos hacer como sigue:

$$\frac{x \text{ g K}}{10,0 \text{ g } ^{12}\text{C}} = \frac{39,1}{12,0000}$$

Entonces

$$X = 32,6\text{g.}$$

Para la **masa molecular relativa (Mr)**, se utiliza la misma unidad que para masas atómicas relativas. Por lo tanto, la **“Mr”** de una sustancia se calcula sumando las masas atómicas relativas **“Ar”** de todos los átomos que integran la molécula de dicha sustancia.

Ejemplo: calcular la **“Mr”** del agua.

$$\text{Mr H}_2\text{O} = 2 \cdot \text{ArH} + \text{ArO} = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

Las masas atómicas relativas, se encuentran en una tabla y para algunos cálculos aproximados se suelen redondear los valores a números enteros.

La masa molecular relativa del H₂O= 18 significa que 1 molécula de agua tiene una masa 18 veces mayor que la que corresponde a la doceava parte de la de un átomo de ¹²C, o lo que es lo mismo, que la relación entre la masa de 1 molécula de H₂O y la de 1 átomo de ¹²C es 18/12.

2.3 VOLUMEN MOLAR. NÚMERO DE AVOGADRO.

Como hemos visto, de acuerdo con la hipótesis de Avogadro, un dado número de moléculas de cualquier gas ocupa un determinado volumen en determinadas condiciones de presión y temperatura. Podemos relacionar este hecho con la generalización que acabamos de indicar en el punto anterior.

Por lo tanto, si $M_{rO_2} = 32$; $M_{rN_2} = 28$; $M_{rCO_2} = 44$, podemos afirmar que 32g de oxígeno, 28g de nitrógeno y 44g de dióxido de carbono (que contienen el mismo número de moléculas) ocupan, en estado gaseoso, un mismo volumen.

Este volumen se denomina **volumen molar** por ser el volumen ocupado por la masa molar de cualquiera de estos gases y puede ser determinado experimentalmente. Así, a 1,00 atm y 0°C (273 K) que son las llamadas condiciones normales de presión y temperatura **CNPT**:

32g de oxígeno ocupan un volumen de 22,4L (o lo que es igual 1L =1dm³)

28g de nitrógeno ocupan un volumen de 22,4L

44g de dióxido de carbono ocupan un volumen de 22,4L

Este volumen, 22,4L de un gas, medido en CNPT se denomina volumen molar normal.

En 1865, el físico V Loschmid calculó, basándose en la teoría cinética molecular de los gases, el número de moléculas presentes en 1cm³ de cualquier gas medido en CNPT. A partir de ahí, se determinó el número de moléculas existentes en el volumen molar de un gas (22,4 dm³) y se lo denominó **número de Avogadro**.

El valor aceptado actualmente es de $6,022 \times 10^{23}$. Se trata de un número enorme que nos da una idea de lo increíblemente pequeñas que son las moléculas.

En 32g de oxígeno hay $6,022 \times 10^{23}$ moléculas, es decir: 602.200.000.000.000.000.000 moléculas de oxígeno tienen una masa de 32g. En palabras, seiscientos dos mil doscientos trillones de moléculas de oxígeno tienen una masa de 32g.

Pero, ¿cuál es la masa de una molécula de oxígeno?!

$$\begin{array}{rcl} 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas} & \longrightarrow & 32 \text{ g} \\ 1 \text{ molécula} & \longrightarrow & 5,3 \times 10^{-23} \text{ g} \end{array}$$

Es decir, que la masa de una molécula de oxígeno es:

$$0,0000000000000000000000053\text{g}$$

2.4 CONCEPTO DE MOL.

En 1896 el físico-químico W. Ostwald sugirió el nombre de mol para designar el número de moléculas contenidas en el volumen molar de un gas. El mol, se definió, como la cantidad de materia correspondiente a un número de Avogadro de partículas. Inicialmente el término mol se usó solamente para átomos y moléculas, después se comenzó a utilizar para cualquier tipo de partículas.

Ejemplo:

$$1 \text{ mol de moléculas} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol de electrones} = 6,022 \times 10^{23} \text{ electrones}$$

Decir que *1 mol de moléculas tiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas*, tiene el mismo significado a decir que una docena de empanadas tiene 12 empanadas.

El mol resulta ser una unidad muy útil cuando se trabaja con partículas extraordinariamente pequeñas.

En 1971, la 14ª Conferencia de Pesas y Medidas designó al “mol” como otra unidad básica del **Sistema Internacional** (SI) y denominó cantidad de sustancia (*n*) a la magnitud que se mide con esta unidad. Es decir: un mol es la cantidad de materia que contiene tantas entidades elementales (ya sean moléculas, átomos, electrones, partículas o iones) como átomos hay en 12g de carbono 12. Su símbolo es “mol”.

La masa de un mol de átomos, moléculas u otras entidades especificadas de una sustancia se denomina **masa molar** y se designa con la letra *M*. Si la masa molar se expresa en gramos, su valor numérico coincide con la masa atómica relativa (*A_r*) del elemento o la masa molecular relativa (*M_r*) de la sustancia.

Por ejemplo, si queremos especificar la masa molar del agua, como su masa molecular relativa es de 18,0, escribiremos: Magua = 18,0 g mol⁻¹.

Para determinar la cantidad de sustancia ***n* (la cual se expresa en moles)** en un sistema de masa *m*, se usa la masa molar *M* como factor de conversión:

$$n = m/M$$

Así, la cantidad de agua que hay en 500g de ese líquido será:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{500 \text{ g}}{18,0 \text{ g mol}^{-1}} = 27,8 \text{ moles}$$

O de otra manera:

$$\begin{array}{l} 18,00 \text{ g} \quad \longrightarrow \quad 1 \text{ mol} \\ 500 \text{ g} \quad \longrightarrow \quad x = 27,8 \text{ moles} \end{array}$$

¿Cuántas moléculas hay en esa cantidad de agua? La respuesta es inmediata si tenemos en cuenta el número de Avogadro:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad \longrightarrow \quad 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 27,8 \text{ moles} \quad \longrightarrow \quad x \end{array}$$

$$x = \frac{6,022 \times 10^{23} \times 27,8 \text{ moles}}{1 \text{ mol}} = 167,23 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

2.5 FÓRMULA MÍNIMA Y MOLECULAR.

La teoría atómica-molecular permitió no solo explicar hechos experimentales sino también resolver el dilema de Dalton. La aplicación de la hipótesis de Avogadro permitió determinar masas moleculares relativas de sustancias gaseosas, y los datos de composición centesimal, junto con la escala de masas atómicas relativas, permitieron describir completamente la composición del compuesto estudiado. Pero la enunciación de todos estos datos resultaba muy engorrosa, por lo que se buscó una forma más concisa de dar la información.

Aceptando que toda la materia está formada por átomos de los diferentes elementos y que éstos se combinan entre sí en relaciones definidas para dar compuestos, se adoptó la siguiente convención:

A los elementos se les representaba por símbolos (que son letras o combinaciones de letras) y a los compuestos, escribiendo los símbolos de los diferentes elementos que los componen y señalando la cantidad de átomos de cada elemento presentes en una molécula del compuesto, mediante un subíndice. A esta representación se la denomina **fórmula química**.

Veamos a continuación un ejemplo de cómo utilizar los datos experimentales para poder establecer esta fórmula química.

El análisis del propeno gaseoso arrojó los siguientes resultados:

Elementos que los componen: C, H.

Composición centesimal: C:85,71%; H: 14,29%.

Por otra parte, de la tabla de masas atómicas relativas se puede extraer los valores correspondientes a cada elemento:

Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0.

Con estos datos podemos calcular cuántos moles de átomos de cada uno de esos elementos están presentes en 100g de compuesto. ¿Cómo se efectúa este cálculo? Dividiendo el porcentaje de cada elemento en un dado compuesto por su masa atómica relativa.

En el caso del propeno se obtiene:

12g de C _____ 1 mol de átomos de C

85,71g de C _____ x = 7,14 moles de átomos de C

1g de H _____ 1 mol de átomos de H

14,29g de H _____ x= 14,29 moles de átomos de H

Moles de átomos en 100g de compuesto: C:7,14; H:14,29

Este resultado es una descripción de la composición del propeno: **C_{7,14} H_{14,29}**, en la que queda indicada la proporción de moles de átomos de C e H en el compuesto.

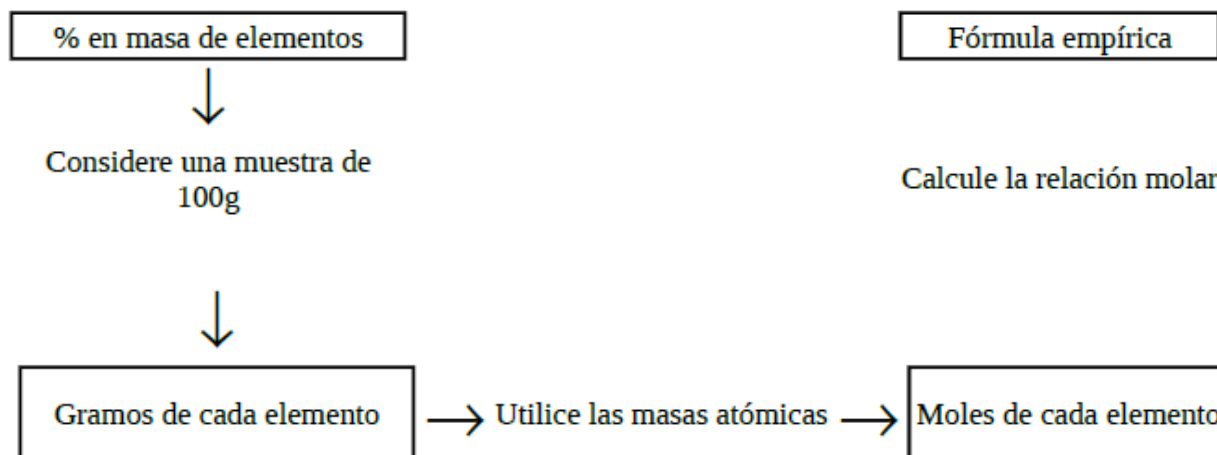
¿Cómo podríamos expresar esta misma relación usando números enteros?

Divido a ambos por el número más pequeño, en este caso 7,14. Obtenemos entonces que la fórmula es: **CH₂**.

Esta fórmula indica la relación entre los menores números enteros con que se puede expresar la proporción atómica en que el C y el H se encuentran en el propeno. A esta fórmula se la denomina

fórmula mínima o fórmula empírica.

También podemos resumir lo antes expuesto en el siguiente esquema:



Podemos calcular la **masa relativa de la fórmula mínima** por suma de las masas atómicas relativas de los elementos que la componen. En este caso: CH₂: 1x12,0 + 2x1,0 = 14,0.

Por otra parte, el propeno en CNPT es un gas y en consecuencia, determinando experimentalmente su densidad y utilizando el concepto de VM, es posible determinar su **masa molecular relativa**:

$$d_{\text{CNPT}} = M / VM; \text{CNPT}$$

$$M = d_{\text{CNPT}} \cdot VM; \text{CNPT}$$

El valor obtenido para la masa molecular relativa del propeno es 42,0; ya que la masa molar resulta es igual a 42,0 g.mol⁻¹.

Este valor no coincide con la masa relativa de la fórmula mínima, pero es un múltiplo de ésta:

$$42,0 = X \times 14,0$$

$$X = \frac{42,0}{14,0} = 3$$

Por lo tanto, la fórmula mínima del propeno es CH₂ y su fórmula molecular es C₃H₆.

La **fórmula molecular** indica el número de átomos de cada elemento existente en la molécula del compuesto.

Pasos seguidos para llegar a la fórmula molecular del Propeno:

- Elementos que lo componen: C, H
- Composición centesimal: C: 85,71%; H: 14,29%
- Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0
- Moles de átomos en 100g de compuesto: C: 7,14; H: 14,29
- Fórmula mínima: CH₂
- Masa relativa fórmula mínima: 14,0
- Masa molecular relativa: 42,0
- Fórmula molecular: C₃H₆

Ejemplo: La adrenalina es una hormona que libera el cuerpo humano durante los periodos de tensión e incrementa la velocidad metabólica del cuerpo. Está compuesta por C, H O y N. Su composición ponderal es: 56,8% C; 6,5% H; 28,4% O; 8,3% N. Hallar la fórmula mínima.

Número de moles de átomos de cada elemento en 100g de adrenalina:

$$\begin{aligned} \text{C} &: \frac{56,8 \text{ g}}{12,0 \text{ g mol}^{-1}} = 4,73 \text{ moles de átomos} \\ \text{H} &: \frac{6,5 \text{ g}}{1,0 \text{ g mol}^{-1}} = 6,5 \text{ moles de átomos} \\ \text{O} &: \frac{28,4 \text{ g}}{16,0 \text{ g mol}^{-1}} = 1,78 \text{ moles de átomos} \\ \text{N} &: \frac{8,3 \text{ g}}{14,0 \text{ g mol}^{-1}} = 0,59 \text{ moles de átomos} \end{aligned}$$

Buscamos ahora la relación atómica. Dividiendo todos estos valores por el menor de ellos. [4]

$$\text{C: } 4,73 \text{ moles} / 0,59 \text{ moles} = 8$$

$$\text{H: } 6,5 \text{ moles} / 0,59 \text{ moles} = 11$$

$$\text{O: } 1,78 \text{ moles} / 0,59 \text{ moles} = 3$$

$$\text{N: } 0,59 \text{ moles} / 0,59 \text{ moles} = 1$$

Entonces escribimos la **fórmula mínima** de la siguiente manera: **C₈H₁₁O₃N**

3. LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Con base en la teoría atómica de Dalton, un átomo se define como la *unidad básica de un elemento que puede interferir en una combinación química*. Una serie de investigaciones iniciadas alrededor de 1850, y que continuaron hasta el siglo XX, demostraron claramente que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: electrones, protones y neutrones.

3.1 EL ELECTRÓN.

En la década de 1890, muchos científicos estaban interesados en el estudio de la radiación, la emisión y transmisión de la energía a través del espacio en forma de ondas. La información obtenida por investigaciones contribuyó al conocimiento de la estructura atómica.

Para investigar este fenómeno [1], a fines del siglo XIX, el físico J. J. **Thomson** estudió el efecto de los altos voltajes sobre los gases. Aplicó una diferencia de potencial (voltaje) entre dos electrodos (contactos metálicos) de un tubo de vidrio que contenía una pequeña cantidad de gas a baja presión (Tubo de Crookes, Figura 3.1.1). Entonces observó que un punto cercano al “cátodo” (o electrodo cargado negativamente) emitía luz. Sus observaciones sugirieron que desde el cátodo se desplazaba un haz de partículas en dirección al otro electrodo que provocaba que el gas así excitado emitiese luz. Para visualizar dicha radiación, se utilizó un tubo de rayos catódicos.

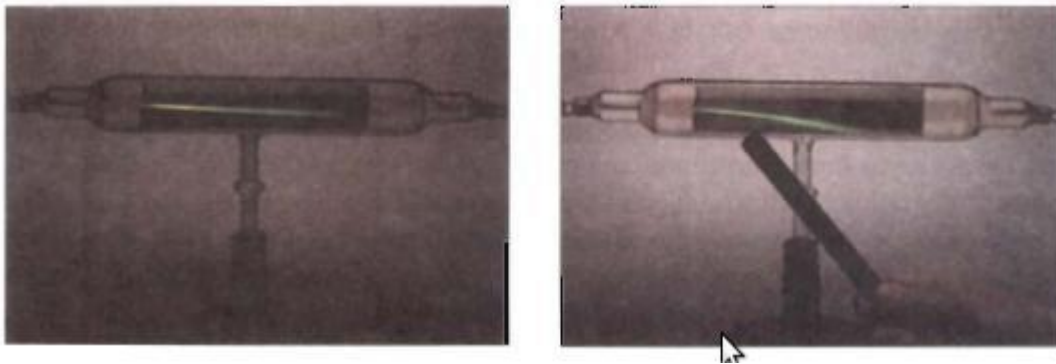


Figura 3.1.1 Experimento de Thomson. Tubo de rayos catódicos.

Crookes llamó al chorro de partículas rayos catódicos. Observó que producían una mancha de luz al incidir sobre una pantalla que había sido sometida a un tratamiento especial. Observó, además, que se podía desplazar la mancha colocando placas cargadas eléctricamente o un imán cerca de la trayectoria de los rayos. También observó que las propiedades de éstos eran siempre las mismas, independientemente del metal que se usara para los electrodos.

La consecuencia científica del descubrimiento de Thomson fue el descubrimiento de que los rayos catódicos son haces de partículas cargadas negativamente procedentes del interior de los átomos que constituyen los electrodos. En la actualidad estas partículas se denominan electrones y se indican con el símbolo e o e^- . El hecho

de que se obtengan partículas idénticas a partir de electrodos formados por cualquier metal sugiere que los electrones son partículas integrantes de todos los átomos.

Thomson demostró, además, que podía deducir algunas propiedades de los electrones. Llegó a medir el valor de la relación e/m , entre la carga del electrón e y su masa m . Más tarde, algunos investigadores, especialmente el norteamericano Robert **Millikan**, diseñaron experimentos para medir la masa y la carga por separado.

Aproximadamente hacia el año 1910 se sabía que la masa del electrón es de sólo $9,11 \times 10^{-28}$ g. Esto hace que el electrón sea la más liviana de las partículas subatómicas que tienen interés para la Química, como se observa en la Tabla 3-1. La carga eléctrica de un electrón es de $1,60 \times 10^{-19}$ C, donde C es la abreviatura de la unidad de carga del Sistema Internacional, el culombio. En vez de utilizar este valor numérico, normalmente se considera que el electrón tiene “una unidad” de carga negativa.

Tabla 3.1. Partículas subatómicas importantes para la Química

Partícula	Símbolo	Carga*	Masa (g)
Electrón	e	-1	$9,109 \times 10^{-28}$
Protón	p	+1	$1,673 \times 10^{-24}$
Neutrón	n	0	$1,675 \times 10^{-24}$

* Los valores de carga se expresan como múltiplos de $1,60 \times 10^{-19}$ C (siendo C = Culombio).

3.2 EL NÚCLEO. PROTONES Y NEUTRONES

La materia corriente no es atraída ni repelida por los electrodos cargados pues los átomos no tienen una carga eléctrica neta, es decir, que son eléctricamente neutros. Sin embargo, el experimento de Thomson demostró que los átomos contienen electrones, que son partículas cargadas negativamente. En consecuencia, los átomos debían contener también una carga positiva suficiente como para contrarrestar las cargas negativas de los electrones. Thomson sugirió que los electrones estaban dispersos o incrustados en una sustancia cargada positivamente, análoga a la gelatina (Figura 3.2.1).



Figura 3.2.1: Modelo de Thomson

Sin embargo, este punto de vista quedó superado al conocerse los resultados de un experimento propuesto por el científico Ernest Rutherford (1871–1937) (Figura 3.2.2), investigador neocelandés que recibió el premio Nobel en Química en 1908. A Rutherford le interesaba el hecho de que algunos elementos, como el radio, emitiesen espontáneamente haces de partículas llamadas partículas alfa (partículas α). Al estudiar el comportamiento de las partículas α en presencia de placas cargadas eléctricamente y de imanes, Rutherford identificó que estas partículas eran átomos de helio que habían perdido sus electrones. Dos discípulos de Rutherford, H. Geiger y E. Marsden, realizaron un experimento, figura 3.7, propuesto por Rutherford que consistía en disparar partículas α (núcleos muy pequeños de átomos de helio) sobre una muy delgada lámina de oro, cuyo espesor era de sólo unos pocos átomos.

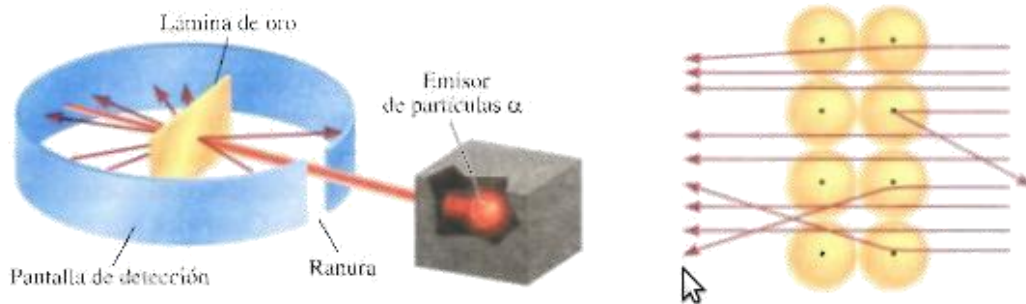


Figura 3.2.2: Experimento de Rutherford.

Aunque la mayoría de las partículas sólo presentaron una ligera desviación, algunas se desviaban mucho. Rutherford sugirió una estructura, llamada átomo nuclear para explicar esta conclusión. **Propuso que toda la carga positiva y la mayor parte de la masa de un átomo están concentradas formando un conglomerado muy pequeño, el núcleo atómico y que los electrones se mueven alrededor de este núcleo (Figura 3.2.3).**

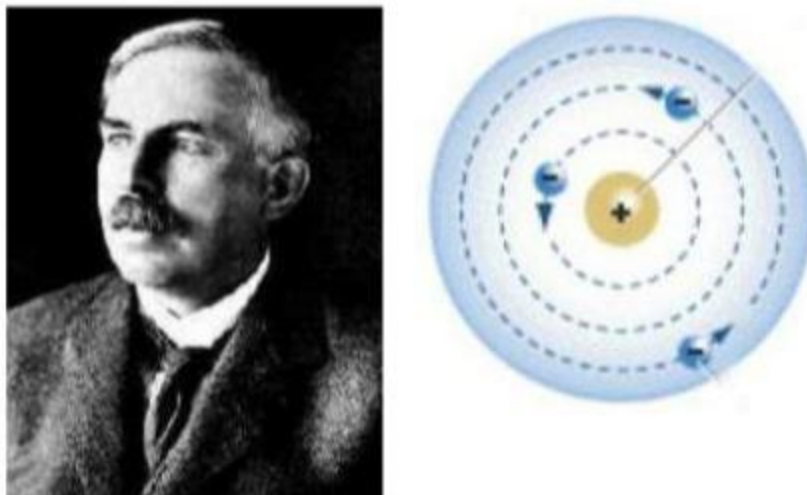


Figura 3.2.3: Modelo atómico de Rutherford.

Según el **modelo de Rutherford**, como sucede en el caso del sistema solar, la mayor parte del átomo está vacía y entonces el núcleo representa el papel del Sol y los electrones en su movimiento equivalen a los planetas. Así, las partículas alfa pasan a través de los átomos de oro, que en la mayor parte de su volumen están vacíos, a

menos que choquen directamente con uno de los pequeños núcleos del oro. Esto sucede en raras ocasiones y, por tanto, la mayoría de las partículas α no sufren desviación alguna. No obstante, una de cada 20.000 partículas choca directamente con un núcleo de oro. Entonces la carga positiva de la partícula es repelida con fuerza por la carga positiva del núcleo, y la partícula α se desvía notablemente tras el choque.

Si bien este modelo de átomo fue posteriormente modificado, aportó el concepto de núcleo, que aún hoy subsiste.

El propio Rutherford posteriormente demostró que el núcleo está formado por partículas, los protones, que poseen carga positiva, y sugirió que debía haber otro tipo de partícula, pero neutra, también formando parte del núcleo, la que fue descubierta luego y llamada neutrón.

A los protones y neutrones se los denomina en conjunto **nucleones**. De acuerdo con la Tabla 3.1 un protón posee una masa 1.836 veces mayor que la de un electrón y posee una carga positiva igual en valor a la carga negativa del electrón. Un neutrón tiene casi la misma masa que un protón, pero, como su nombre sugiere, es eléctricamente neutro.

Como se verá más adelante, el número de protones en el núcleo atómico recibe el nombre de número atómico, Z, de ese átomo. El físico inglés **Henry Moseley** fue el primero en medir números atómicos con precisión. En la actualidad se conocen los números atómicos de las distintas clases de átomos; figuran en la Tabla Periódica que posteriormente será descrita.

En un átomo eléctricamente neutro, el número de protones de su núcleo debe coincidir con el número de electrones que se encuentra por fuera del núcleo. Puesto que un átomo de hidrógeno posee un solo protón, también debe poseer un solo electrón. Un átomo de oro tiene 79 protones y 79 electrones alrededor de su núcleo, y cada átomo de uranio tiene 92 protones y 92 electrones.

3.3 MODELO ATÓMICO DE BOHR

En el año 1913, Niels Bohr propuso un modelo atómico, basado en la teoría cuántica de Planck.

Teoría de Planck: un cuerpo no emite ni absorbe energía en forma continua, sino que lo hace en forma de “cuántos” de energía luminosa, estando caracterizado cada “cuanto” por una determinada frecuencia. La relación entre cuanto y energía viene dada por la ecuación de Planck:

$$E = h\nu$$

donde h es la constante de Planck que es igual a $6.63 \cdot 10^{-34}$ J s.

Con ella, Bohr explicó la discontinuidad del espectro de emisión del hidrógeno atómico. El modelo que Bohr propuso para el átomo de hidrógeno consistió en un núcleo con carga positiva y un electrón, girando alrededor de él, en una órbita circular.

Los postulados establecidos por Bohr fueron los siguientes:

- a) el electrón se puede mover solo en determinadas órbitas, caracterizadas por su radio.

- b) Cuando el electrón se encuentra en dichas órbitas, el sistema no emite ni absorbe energía (órbitas estacionarias).
- c) Al suministrarle al átomo energía externa, el electrón puede pasar o “excitarse” a un nivel de energía superior, correspondiente a una órbita de mayor radio.
- d) Durante la caída del electrón de un nivel de mayor energía (más alejado del núcleo) a uno de menor energía (más cerca del núcleo) se libera o emite energía.
- e) Al pasar el electrón de un nivel a otro se absorbe o se libera un cuanto de energía cuyo valor está relacionado con la frecuencia absorbida o emitida según:

$$\Delta E = hv$$

donde ΔE es la diferencia de energía entre los niveles considerados.

3.4 MODELO ATÓMICO ACTUAL

Actualmente, para explicar el comportamiento de los electrones de los átomos, se utiliza la mecánica ondulatoria. Esta se originó en una hipótesis formulada por Louis De Broglie en 1924. En ese año, De Broglie sugirió que, así como la luz presenta un comportamiento tanto corpuscular como ondulatorio, cualquier partícula puede, en circunstancias adecuadas, mostrar propiedades ondulatorias.

La longitud de onda de la onda asociada a una partícula en movimiento está dada por la ecuación

$$\lambda = h/m.v$$

donde h es la constante de Planck, m la masa de la partícula y v su velocidad.

El producto $m.v = p$ es el momento de la partícula.

Dos años más tarde Davisson y Germer demostraron experimentalmente que las longitudes de onda de las ondas asociadas a electrones de energías conocidas eran las indicadas por De Broglie.

¿Cómo influye el comportamiento dual onda-partícula del electrón en la postulación de un modelo atómico? Para localizar un electrón debe utilizarse luz de longitud de onda semejante a la longitud de onda asociada al electrón, lo que producirá una perturbación que modificará el momento del electrón en una cantidad desconocida.

La imposibilidad de determinar simultáneamente la posición y el momento de una partícula fue enunciada por Heisenberg y se conoce como **Principio de Incertidumbre de Heisenberg**.

El concepto de onda de De Broglie, asociada a una partícula pequeña como el electrón, significa que ésta no puede localizarse con precisión. Por lo tanto, es evidente que el modelo de Bohr debía ser modificado.

En 1926 Erwin Schrodinger comenzó un importante capítulo en el terreno de la física llamado Mecánica Cuántica. Schrodinger propuso una ecuación matemática llamada “ecuación de onda”, referida al sistema formado por un núcleo y un electrón en movimiento. Al resolverla obtuvo un conjunto de funciones

matemáticas llamadas “funciones de onda orbital” (Ψ) que describen el movimiento y el estado energético del electrón, dentro de los límites impuestos por el principio de incertidumbre.

La función de onda $\psi = \psi(x,y,z)$ toma un único valor para cada punto del espacio, caracterizado por el valor de las coordenadas x,y,z , tomando como origen de coordenadas el núcleo.

El valor de ψ^2 tiene un sentido determinado: caracteriza la probabilidad de encontrar un electrón en una cierta región del espacio. Esta probabilidad es alta cerca del núcleo y disminuye al aumentar la distancia al núcleo.

Para tener una imagen física del movimiento electrónico suele representarse una región del espacio cuya superficie externa presenta un valor de probabilidad constante. En el volumen determinado por ésta superficie, la probabilidad de encontrar al electrón en movimiento es del 90- 99%. Asociamos la denominación *orbital* a esta imagen física.

Tenemos entonces una imagen distinta del electrón: en vez de pensar en una pequeña partícula en movimiento claramente delimitado (átomo de Bohr) podemos pensar en una partícula de la cual sólo conocemos la probabilidad de encontrarla en cada región del espacio, o bien en una niebla de distribución de carga negativa.

La mecánica ondulatoria dice que ni la imagen de partícula ni el concepto de onda representan exactamente al electrón; se trata solo de simplificaciones para poder llegar a una imagen que podamos comprender.

Al resolver la ecuación de Schrodinger surgen valores numéricos conocidos como **números cuánticos (n, l, m y s)**.

El orden de energía creciente para los diferentes orbitales es: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s \approx 3d, 4p, 5s \approx 4d, 5p, 6s \approx 4f \approx 5d, 6p, 7s, 5f.

Existe una *regla nemotécnica* para recordar el orden de energía creciente de los subniveles atómicos, que consiste en disponer a los mismos según el esquema de la figura 3.3.1 y ordenarlos según la serie de líneas diagonales.

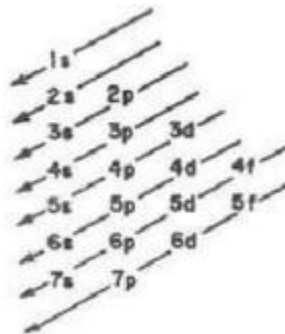


Figura 3.3.1: Orden de energía creciente de los subniveles atómicos.

Al indicar los orbitales asociados a los diferentes electrones de un átomo estamos dando la **configuración electrónica** del mismo.

3.5 CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Cada electrón en un átomo está descrito por un conjunto de cuatro números cuánticos (n, l, m, s).

Cada conjunto de números cuánticos está sujeto a una restricción expresada por el

Principio de Exclusión de Pauli: en un átomo no existen dos electrones cuyos conjuntos de números cuánticos sean iguales.

Al indicar los orbitales asociados a los diferentes electrones de un átomo estamos dando la configuración electrónica del mismo.

El átomo de hidrógeno H posee un solo electrón. A dicho electrón le corresponde el nivel de energía más bajo posible, es decir $n = 1$. Si $n = 1$, corresponde al orbital 1s. Por lo tanto, su configuración electrónica será $1s^1$ (en la parte superior derecha, se indica el número de electrones en dicho orbital atómico). Para el Helio, He, que tiene dos electrones será: $1s^2$.

El Li tiene 3 electrones, dos de ellos asociados al orbital 1s, pero el tercero no puede estarlo porque el orbital 1s solo puede albergar dos electrones. Por lo tanto, el tercer electrón debe entrar en el segundo nivel, que corresponde a $n = 2$, así la configuración electrónica del Li es: $1s^2 2s^1$

Para determinar la configuración electrónica de átomos polielectrónicos (más de un electrón) debemos considerar el diagrama de energía de los orbitales atómicos (figura 3.3.1) y luego asignarles a ellos los electrones, teniendo en cuenta la cantidad de electrones capaz de albergar cada orbital: **los orbitales s pueden contener hasta 2 electrones, los orbitales p pueden contener hasta 6 electrones, los orbitales d hasta 10 y los orbitales f hasta 14 electrones.**

Ejemplo:

Dar la configuración electrónica de los átomos del elemento Zr que tiene 40 electrones, y la de los átomos del elemento Pb que tienen 82 electrones.

Zr (40): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$

Pb (82): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$

Excepciones

Sin embargo, para algunos átomos su configuración electrónica (C.E.) no concuerda con la que se obtiene de hacer uso de las reglas diagonales.

Si analizamos el caso del Cu (29) y del Cr (24) encontramos:

C.E. Teórica:

Cu(29): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

Cr(24): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

C.E. Real

Cu(29): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

Cr(24): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

La razón de esta desviación es la tendencia que presentan los átomos o los iones a tener los subniveles p, d o f completos o semicompletos. Estos subniveles completos o semicompletos le confieren estabilidad especial al átomo.

Nota: De forma similar se pueden justificar las configuraciones electrónicas del oro (79) y de la plata (47).

Au (79): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$

Ag (47): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$

Pero si se intenta hacer lo mismo con el tungsteno (74), no podemos explicar su configuración ya que la misma es:

W (74): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^4$

Este tipo de irregularidades, así como otras, que se presentan especialmente con los átomos de gran tamaño, no son fácilmente explicadas. Aparecen con más frecuencia cuanto mayor es el número de electrones, ya que los niveles de energía de números cuánticos mayores que 5 difieren muy poco entre sí y se hacen muy importantes los entrecruzamientos de los mismos.

3.6 NÚMERO ATÓMICO (Z) Y NÚMERO MÁSIKO (A)

Como se mencionó anteriormente, el número atómico Z, es el número de protones del núcleo de un átomo:

$$\text{n}^\circ \text{ atómico (Z)} = \text{n}^\circ \text{ de protones}$$

El número atómico reviste una fundamental importancia puesto que determina la identidad química del átomo. El átomo podrá estar aislado o combinado con otros, podrá perder o compartir algunos de sus electrones, o podrá tomar electrones de otros átomos. Pero como en los procesos químicos ordinarios el núcleo no se altera, mantendrá su número de protones y por lo tanto su identidad química. Cada clase de átomo con un determinado Z constituye un elemento químico, y cada elemento químico tiene asignado un casillero en la Tabla Periódica.

También se define el número másico o número de nucleones de un átomo, que se simboliza con la letra A, de la siguiente manera:

$$\text{n}^\circ \text{ másico (A)} = \text{n}^\circ \text{ de protones (Z)} + \text{n}^\circ \text{ de neutrones (N)}$$

La denominación de A y Z para estos números, muy difundida a nivel científico, trae el inconveniente de que lleva a confusión ya que la A mayúscula con que se expresa el número másico, coincide con la A de atómico. Teniendo en cuenta ambos números, un átomo dado se representa simbólicamente como se indica en la Figura 3.2.4.

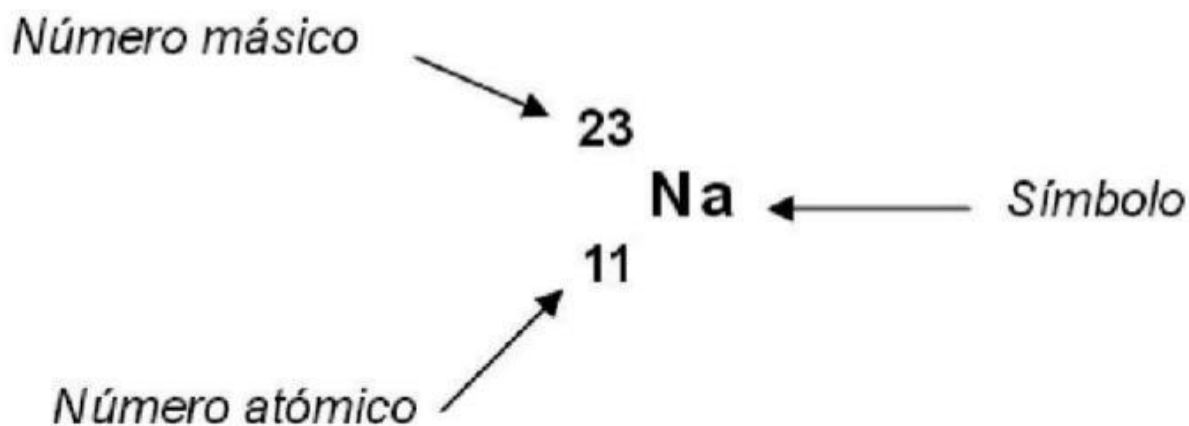


Figura 3.8 El número atómico y el número másico

Es importante recalcar que tanto el número atómico como el número másico son números naturales (enteros positivos) porque indican número de partículas y por lo tanto no pueden ser fraccionarios.

Los valores de A y Z y su representación son particularmente útiles en las reacciones nucleares, donde la parte fundamental que interviene es justamente el núcleo, formado por protones y neutrones. A modo de ejemplo señalamos el uso del ^{14}C en la determinación de edades de materiales antiguos (datación por carbono 14), el cual sufre la transformación indicada en la Figura 3.9.

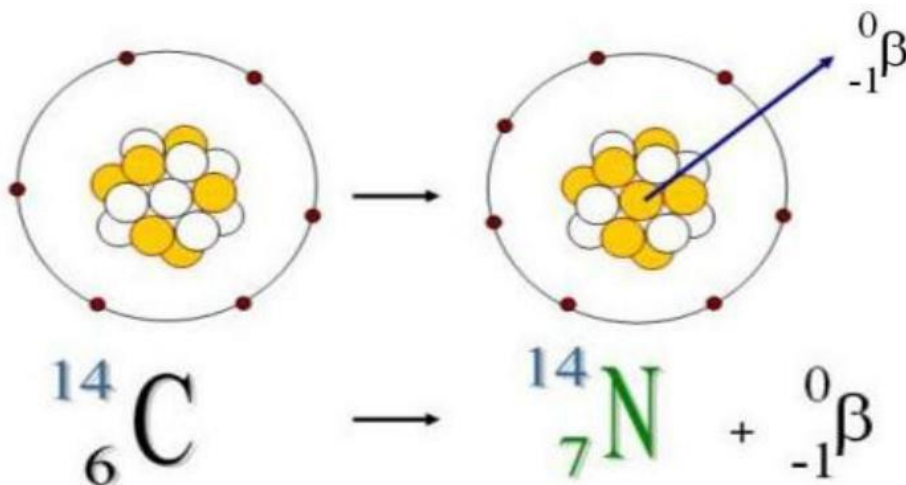


Figura 3.9 Esquema de la transformación de C^{14} en N^{14}

Como se observa en la Figura el ^{14}C se transforma en ^{14}N , emitiéndose una radiación de tipo beta negativo, que se estudiará en cursos superiores. Como en toda reacción nuclear se cumple la conservación de la suma de los valores de A y de Z entre reactivos y productos, es decir que para A: $14 = 14 + 0$ y para Z: $6 = 7 + (-1)$.

Actividad

Observa la Tabla Periódica y responde:

- ¿Qué representa cada casillero de la tabla?
- ¿Cuál es el número de mayor tamaño en cada casillero? ¿Qué representa dicho número? ¿Cómo están ordenados los casilleros de acuerdo a dicho número?

4. ISÓTOPOS

Dentro de un conjunto de átomos con un mismo Z puede darse el caso de que algunos de ellos tengan distinto número de neutrones, es decir, diferente número másico. Estas distintas variedades se denominan isótopos, que significa mismo lugar, haciendo referencia a que tales átomos poseen el mismo Z , y por lo tanto les corresponde el mismo casillero en la Tabla Periódica. En esta Tabla aparecen las distintas clases de átomos o elementos químicos, ordenadas de acuerdo con su valor de Z , pero no se provee información sobre los distintos isótopos (para ello debe usarse otra tabla especial denominada Tabla de núclidos).

Por ejemplo, el elemento hidrógeno está constituido por tres isótopos, los cuales poseen un solo protón cada uno, pero distinto número de neutrones, como se observa en la Figura 3.11: el protio, que es el isótopo más abundante, el deuterio y el tritio.

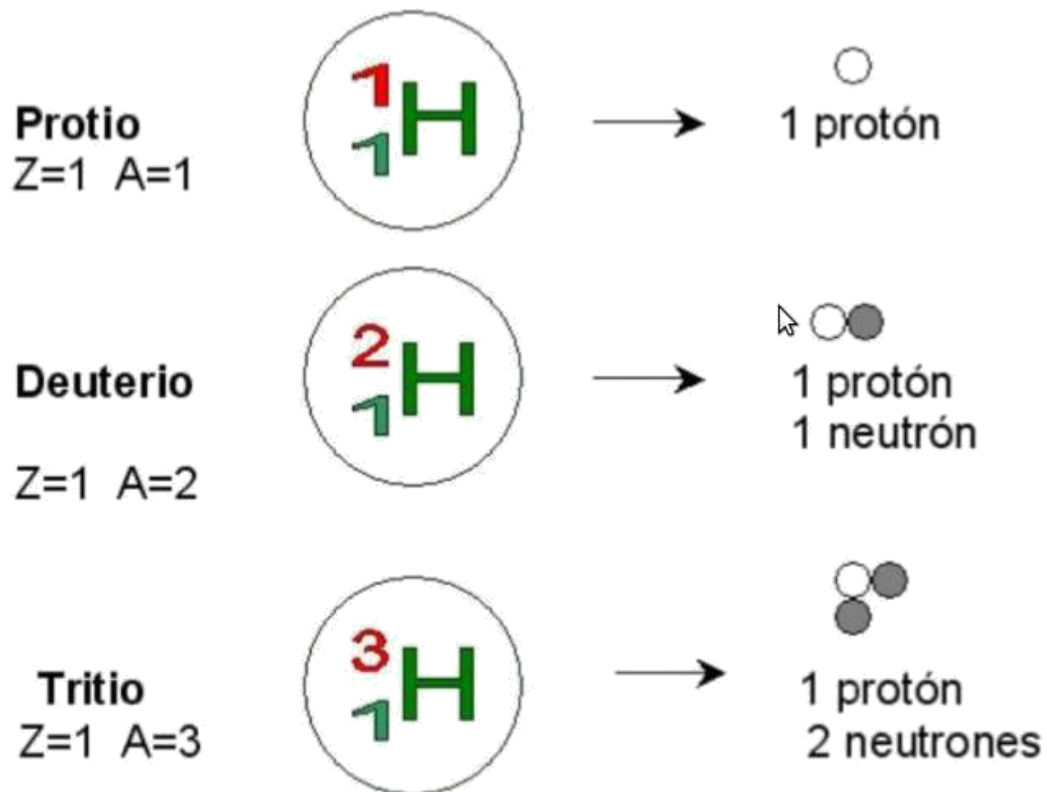
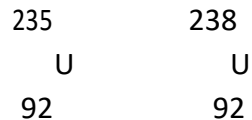


Figura 3.11 Los isótopos del elemento hidrógeno

Otro ejemplo es el elemento uranio, que posee dos isótopos principales, cuyos símbolos son los siguientes:



Las similitudes y diferencias en sus propiedades físicas y químicas se pueden encontrar en la bibliografía sobre el tema.

Estos símbolos pueden también escribirse en forma simplificada como U^{235} y U^{238} , respectivamente. En esta simbología se omite el número atómico, que ya está implícito en el símbolo del elemento: el símbolo U está asociado únicamente con $Z = 92$. U^{235} y U^{238} representan a dos átomos del mismo elemento, por lo cual tienen el mismo número atómico, $Z = 92$, y el mismo símbolo, pero poseen distinto número másico por tener distinto número de neutrones:

N° de neutrones de $\text{U}^{235} = A - Z = 235 - 92 = 143$ neutrones

N° de neutrones de $\text{U}^{238} = A - Z = 238 - 92 = 146$ neutrones

U^{235} y el U^{238} son entonces isótopos del elemento Uranio. Algunos elementos, como por ejemplo el Be, F, Na, Al, P, Mn, Co y As entre otros, poseen un único isótopo natural.

4.1. ABUNDANCIA DE LOS ISÓTOPOS

Un elemento puede poseer uno o más isótopos. Cada isótopo representa un determinado porcentaje del total de átomos que constituyen dicho elemento. Para los distintos elementos se ha determinado experimentalmente la proporción que le corresponde a cada uno de sus isótopos.

Por ejemplo, consideremos el elemento cobre, $Z = 29$, que presenta dos isótopos naturales, el Cu^{63} ($Z = 29$, $A = 63$) y el Cu^{65} ($Z = 29$, $A = 65$). Según datos experimentales, de cada 100 átomos del elemento cobre presentes en la Naturaleza, unos 69 átomos son del isótopo Cu^{63} , con 29 protones y 34 neutrones en su núcleo, y los restantes 31 átomos son del isótopo Cu^{65} , cuyo núcleo posee el mismo número de protones, pero 36 neutrones. Esto significa que el isótopo Cu^{63} presenta una abundancia natural de aproximadamente 69 % y el isótopo Cu^{65} el 31 %.

En otros casos existe un predominio mucho más marcado de uno de los isótopos con relación al resto; por ejemplo, el 99,98 % de los átomos que constituyen el elemento hidrógeno son de protio (variedad de hidrógeno sin neutrones), el 98,93 % de los átomos de carbono es C^{12} , el 99,63 % de los átomos de nitrógeno es N^{14} , y el 98,76 % de los átomos de oxígeno es O^{16} .

Actividad

Para un isótopo dado se conocen los siguientes datos: número atómico $Z = 25$, número másico $A = 30$ y número de electrones = 23.

- a) ¿Cuál de estos números indica la identidad química del átomo?

- b) ¿Cuál es el número de neutrones del isótopo considerado?
- c) Representa este isótopo simbólicamente.

5. MASA ATÓMICA PROMEDIO

Cuando se busca la masa atómica del carbono en una tabla periódica, se encontrará que su valor no es 12.00 uma, sino 12.01 uma. La razón de ésta diferencia es que la mayoría de los elementos de origen natural (incluido el carbono) tiene más de un isótopo. Esto significa que, al medir la masa atómica de un elemento, por lo general se debe establecer la masa promedio de la muestra natural de los isótopos. Por ejemplo, la abundancia natural del carbono-12 y del carbono-13 es de 98.90 y 1.10%, respectivamente. Se ha determinado que la masa atómica del carbono-13 es 13.00335 uma.

Así, la masa atómica promedio del carbono se calcula como sigue:

$$\text{masa atómica promedio del carbono natural} = (0.9890) (12.00000\text{uma}) + (0.0110) (13.00335\text{uma}) = 12.01\text{uma}$$

6. IONES

El número atómico, que define la identidad química del átomo, es igual al número de protones, pero no siempre es igual al número de electrones. Esto se debe a que un átomo, al combinarse con otros átomos, puede perder o ganar electrones en forma total o parcial, mientras que el número de protones del núcleo no se modifica en los procesos químicos ordinarios.

También se suele utilizar otra forma ampliamente difundida de definir el concepto de elemento:

“Elemento es una sustancia constituida por átomos de la misma clase, es decir, con un mismo número atómico.”

Desde este punto de vista, se le llama elemento “hierro”, por ejemplo, a la sustancia formada exclusivamente por átomos de hierro, también denominada sustancia elemental.

Los átomos individuales no tienen necesariamente las propiedades físicas de la sustancia elemental correspondiente. Así, no se puede decir que un átomo de oro “funde” o que es amarillo, como lo es la sustancia elemental oro. Esto es debido a que muchas de las propiedades físicas de las sustancias son propiedades macroscópicas, o sea, dependen del comportamiento colectivo de grandes números de átomos. Por ejemplo, el punto de fusión de un sólido depende del comportamiento colectivo del conjunto de átomos que forman la sustancia, a medida que pasan de la estructura rígida y ordenada del sólido a la estructura desordenada y móvil típica del líquido.

Cuando se utiliza el concepto de elemento debe quedar claro a cuál de estas definiciones (o a otras similares) corresponde dicho concepto. Por ejemplo, si se utiliza la expresión “el elemento oxígeno”, debe especificarse si la misma se refiere a la sustancia elemental formada por átomos de oxígeno, O_2 , o a todos los átomos de

oxígeno, vale decir la clase de átomos con ocho protones en el núcleo. En este sentido, resulta conveniente distinguir entre “elemento” y “sustancia elemental” y seguir las siguientes pautas:

- Nombrar a la clase de átomo o elemento como “oxígeno” (O), “hidrógeno” (H) o “fósforo” (P), por ejemplo y,
- Nombrar a la sustancia elemental correspondiente como “dioxígeno” (O₂), “dihidrógeno” (H₂) o “tetrafósforo” (P₄), respectivamente, es decir según su fórmula.

La mayor parte de la materia está organizada en estructuras formadas por dos o más átomos que pueden ser del mismo elemento o de elementos diferentes. Estas estructuras pueden estar formadas por **moléculas o iones**, que le proporcionan propiedades físicas y químicas muy diferentes a las sustancias que forman.

Una **molécula** es la partícula más pequeña que puede tener una existencia independiente estable. En casi todas ellas, dos o más átomos están enlazados juntos en unidades discretas muy pequeñas que son eléctricamente neutras. En cambio, un **ion** es un átomo o grupo de átomos que tiene carga eléctrica.

Cuando un átomo se combina con otros puede, en ciertas circunstancias, ganar o perder uno o más electrones frente a los otros átomos, con lo cual deja de ser eléctricamente neutro y se convierte en una partícula cargada, denominada ion. En estos casos los electrones son transferidos, es decir, un átomo los pierde y otro los acepta. Entonces:

Si n° de electrones = n° de protones → átomo neutro

Si n° de electrones < n° de protones → ion positivo o catión

Si n° de electrones > n° de protones → ion negativo o anión

Los átomos de ciertos elementos tienen mayor tendencia a perder uno o más electrones y convertirse en cationes, por ejemplo, el Li; otros, por el contrario, tienen mayor tendencia a tomar electrones y convertirse en aniones, como el F. A continuación, veremos esto con mayor detalle.

6.1. Formación de un catión

Tomamos como ejemplo un átomo de litio neutro, el cual posee 3 protones y 3 electrones. Cuando este átomo cede un electrón sigue teniendo 3 protones, es decir, sigue perteneciendo al elemento litio, pero ahora posee 2 electrones; debido a ello adquiere una carga 1+ y se convierte en un ion positivo o catión. Tanto el átomo de Li como el ion Li⁺ se representan en la Figura 3.14 de manera simplificada y esquemática.

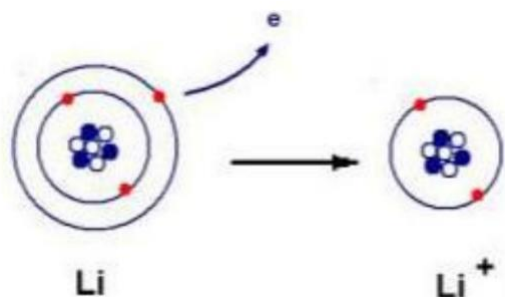


Figura 3.14

El símbolo que representa al ion formado es el mismo del elemento correspondiente y se agrega, en la parte superior derecha, un signo +, 2+ o 3+ según se trate de catión con una, dos o tres cargas positivas, respectivamente.

Algunos cationes de otros elementos pueden presentarse con cargas mayores a 1+, por ejemplo: Ca^{2+} , Al^{3+} , donde se indica que poseen dos o tres electrones menos que el correspondiente átomo neutro.

6.2. FORMACIÓN DE UN ANIÓN

Cuando un átomo neutro, por ejemplo, flúor (9 protones, 9 electrones), recibe un electrón (Figura 3.15), queda con 9 protones y 10 electrones; adquiere por lo tanto una carga 1 - y se convierte en un ion negativo o anión. Tanto el átomo de F como - el ion F se representan en la Figura 3.15 de manera simplificada y esquemática.

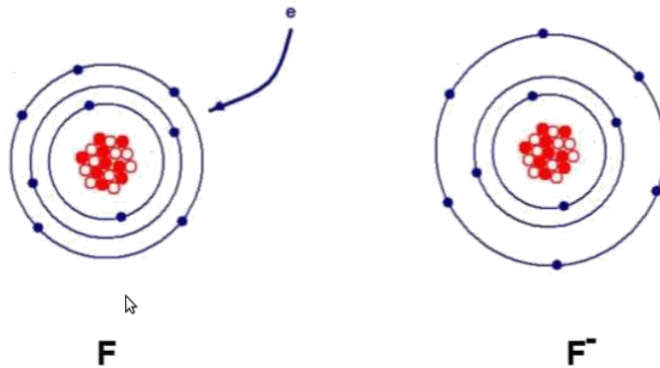


Figura 3.15

La fórmula del anión se escribe de forma similar a la del catión, pero indicando las cargas negativas.

Los aniones de ciertos elementos pueden presentarse con cargas mayores a 1-, por ejemplo: O^{2-} , N^{3-} , donde se indica que poseen dos o tres electrones de más respecto del correspondiente átomo neutro. Es conveniente aclarar que no todos los iones son monoatómicos, sino que también existen iones positivos e iones negativos constituidos por más de un átomo, denominados poliatómicos (poli = muchos). Entre ellos están, por ejemplo, el catión amonio, de fórmula NH_4^+ y el anión carbonato, de fórmula CO_3^{2-} .

En la Tabla 3.2 se dan ejemplos de distintos isótopos como átomos neutros o iones, como repaso de los conceptos de número atómico, número másico y número de partículas subatómicas.

Símbolo	Nº Atómico	Nº Másico	Nº de Protones	Nº de Neutrones	Nº de Electrones
${}_{29}^{63}\text{Cu}$	29	63	29	34	29
${}_{29}^{65}\text{Cu}$	29	65	29	36	29
${}_{7}^{14}\text{N}^{3-}$	7	14	7	7	10
${}_{38}^{90}\text{Sr}^{2+}$	38	90	38	52	36
${}_{8}^{16}\text{O}^{2-}$	8	16	8	8	10
${}_{55}^{131}\text{Cs}^{+}$	55	131	55	76	54

7. VARIEDADES ALOTRÓPICAS

Un mismo elemento puede presentarse en la naturaleza en dos o más sustancias simples, con propiedades físicas y químicas diferentes. Estas formas se denominan **variedades alotrópicas**. Por ejemplo:

El O presenta dos variedades alotrópicas: oxígeno molecular (O_2) y ozono (O_3)

El elemento P también tiene dos variedades alotrópicas: fósforo blanco (P_4) y fósforo rojo (P_8)

El carbono presenta las siguientes variedades alotrópicas: carbono grafito (C (grafito)) y carbono diamante (C(diamante))

Referencias:

[1] Raymond Chang Química General 10Th Edicion

[2] Química para el Ingreso. UNL. 2017

[3] Cuadernillo Ciencias Agrarias

[4] Temas de Química General- EUDEBA. Angelini

[5] Introducción a los Conceptos y Teorías de las Ciencias Físicas. Gerald Holton 2da edición.

[6] cuadernillo "Introducción a las Ciencias Naturales." FCEN-UNCuyo-2015/2017