

2. ESTRUCTURA ATÓMICA

Desde hace mucho tiempo el hombre ha estudiado la naturaleza de la materia. Los primeros principios modernos acerca de la estructura de la materia empezaron a surgir a finales del siglo XVIII y principios del siglo XIX con la teoría atómica de Dalton. Actualmente se conoce que la materia está formada por átomos, moléculas e iones.

¿Qué es un átomo?

Con base en la teoría de Dalton, un **átomo** puede definirse como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química. El átomo es una partícula muy pequeña e indivisible. Sin embargo, a través de una serie de investigaciones se demostró que los átomos poseen una estructura interna, es decir que están formados por partículas más pequeñas llamadas partículas subatómicas: **electrones, protones y neutrones**.

En 1910 Rutherford propuso la estructura del átomo como un pequeño sistema solar con el núcleo cargado positivamente siempre en el centro y con los **electrones**, de carga negativa, girando alrededor del núcleo. Las partículas cargadas positivamente en el núcleo del átomo fueron denominadas **protones**. Los protones contienen un número igual de cargas, pero de signo opuesto a la de los electrones.

En 1932, James Chadwick descubrió un tercer tipo de partícula subatómica a la que llamó neutrón. Los neutrones ayudan a reducir la repulsión entre los protones y estabilizan el núcleo atómico. Los neutrones siempre residen en el núcleo de los átomos y son aproximadamente del mismo tamaño que los protones. Sin embargo, los neutrones no tienen una carga eléctrica, son eléctricamente neutros.

Tabla 2. Masas y cargas de las partículas subatómicas.

Partícula	Masa (g)	Carga		Ubicación en el átomo
		En Coulombs	Carga unitaria	
Electrón	$9,1095 \times 10^{-28}$	$1,6022 \times 10^{-19}$	-1	Extranuclear
Protón	$1,67252 \times 10^{-24}$	$1,6022 \times 10^{-19}$	+1	Núcleo
Neutrón	$1,67495 \times 10^{-24}$	0	0	Núcleo

Luego de las experiencias acumuladas a través de los siglos se ha llegado a la conclusión de que en el átomo se encuentran dos zonas bien definidas: una central llamada **núcleo atómico** compuesto por **protones** y **neutrones** y una externa llamada zona **extranuclear** donde se encuentran localizados los **electrones**.

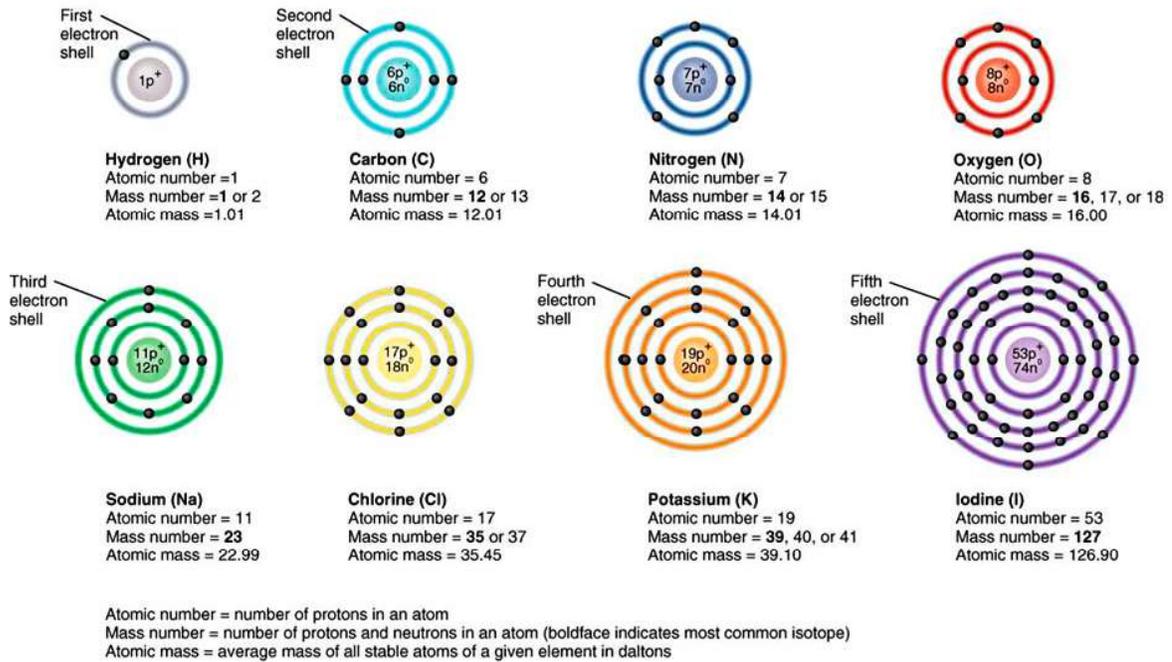


Figura 5: distribución de las partículas en el átomo.

Fuente: http://www.uaz.edu.mx/histo/TortorAna/ch02/02_02.jpg

Una característica importante del átomo es su masa atómica. La masa de un átomo está principalmente determinada por el número total de protones y de neutrones del átomo. Mientras que los protones y los neutrones son más o menos del mismo tamaño, el electrón es 1.840 veces más pequeño que estos dos (ver tabla). Es así que la masa del electrón es despreciable al determinar la masa del átomo. Los átomos en estado fundamental contienen igual número de protones y de electrones, las cargas negativas y positivas se neutralizan, son eléctricamente neutros.

En cuanto a los electrones podemos afirmar que se encuentran en la zona denominada extranuclear atraídos por el núcleo, ocupando determinados niveles de energía y no formando una nube electrónica alrededor de éste. Se puede imaginar a los niveles de energía de los electrones como círculos concéntricos alrededor del núcleo (ver figura). Los electrones ocupan los niveles de energía más bajo posibles, que se encuentran más cerca al núcleo. Estos niveles están limitados en cuanto al número de electrones que cada uno puede contener.

Por lo tanto, los electrones estarán ubicados alrededor del núcleo en determinados niveles o capas. Estos niveles se enumeran, a medida que nos alejamos del núcleo, dando al más cercano el valor 1, al inmediato superior el 2, al siguiente el 3, etc.

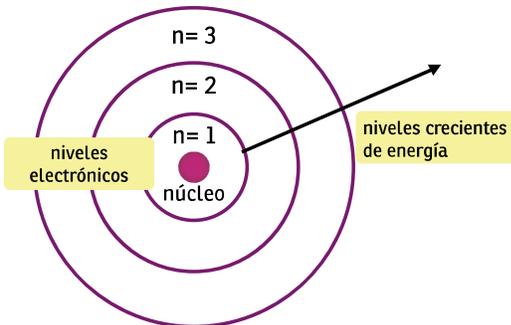


Figura 6: niveles de energía

Fuente: http://www.genomasur.com/BCH/BCH_libro/capitulo_01.htm

La teoría del átomo de Bohr postula que los electrones no están localizados arbitrariamente alrededor del núcleo del átomo, sino que ellos se ubican en niveles de energía. A medida que los niveles más internos se llenan, electrones adicionales se ubican en niveles más distantes.

El nivel de energía se lo designa como número cuántico principal "n" y es el que nos indica en que nivel se encuentran los electrones respecto del núcleo, o sea que a números cuánticos n cada vez mayores estaremos cada vez más alejados del núcleo. El número máximo de electrones que puede contener cada nivel de energía es **$2 \cdot n^2$** .

La distribución de electrones por nivel de energía es la siguiente:

Tabla 3. Cantidad de electrones máximas por nivel.

Nivel (n)	N° máximo de e ⁻
1	2
2	8
3	18
4	32

Si tenemos en cuenta que los electrones son atraídos por el núcleo, debido a que las cargas son de diferente signo, a medida que nos alejamos la fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones va decreciendo.

A su vez, cada nivel energético posee sus electrones distribuidos en orbitales. Un **orbital** es la región del espacio alrededor del núcleo donde es más probable encontrar los electrones, o sea el sistema será más estable cuando los electrones se encuentren en esas regiones.

Número atómico: Z

En química, el número atómico es el número entero positivo que es igual al número total de protones en un núcleo del átomo. Se suele representar con la letra **Z**.

Es característico de cada elemento químico y representa una propiedad fundamental del átomo: su carga nuclear. Si dos átomos poseen distinto Z, son átomos de diferentes elementos.

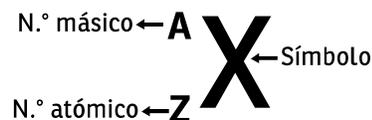
En un átomo eléctricamente neutro (sin carga eléctrica neta) el número de protones ha de ser igual al de electrones.

Número másico: A

Es un número entero igual a la suma del número de protones y neutrones presentes en el núcleo del átomo. Su valor es aproximadamente igual a la masa atómica y se lo representa con la letra **A**. Entonces tenemos:

$$A = p^+ + n^{\circ}$$

La forma de representar estos números es mediante el símbolo nuclear. El número másico (**A**) se ubica a la izquierda arriba mientras que el número atómico (**Z**) a la izquierda abajo. Para un elemento **X** es, como se muestra en el siguiente esquema.



$$\begin{aligned} A &= Z + \text{N.}^{\circ} \text{ de neutrones} \\ Z &= \text{N.}^{\circ} \text{ de protones} \end{aligned}$$

Figura 7: Símbolo nuclear de un elemento X

Fuente: <http://fisicayquimicasegundocicloeso.blogspot.com.ar/2013/04/>

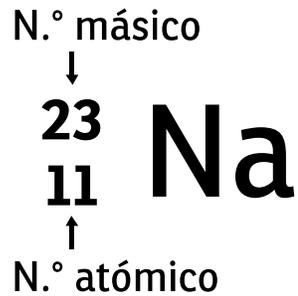


Figura 8: Símbolo nuclear del sodio

Fuente: <http://blogdequimica4.blogspot.com.ar/2011/08/numero-atamico-y-numero-masico.html>

¿Qué es un isótopo?

Son los átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico (Z) pero diferente número másico (A), es decir, que poseen distinto número de neutrones. Sus propiedades físicas y químicas son similares. El porcentaje de abundancia de los isótopos de un elemento se lo utiliza para calcular la masa atómica relativa.

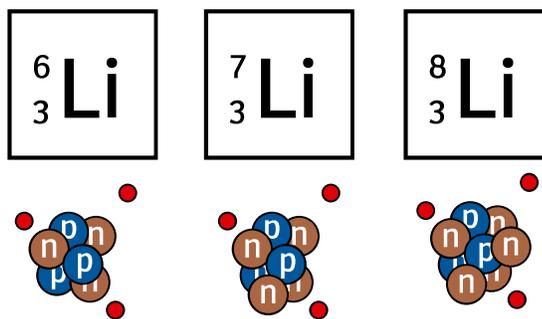


Figura 9: Isótopos del Litio

Fuente: <http://www.fullquimica.com/2013/10/ejemplos-de-isotopos.html>

Vemos el ejemplo del litio donde se presentan isótopos con $Z = 3$ y diferente $A = 6, 7$ y 8 . La diferencia está en el número de neutrones presente en el núcleo. En el caso del cloro presenta isótopos de número másico 35 y 37.

- **Cloro-37**

- Número atómico: 17
- Número Másico: 37
- # de Protones: 17
- # de Electrones: 17
- # de Neutrones: 20

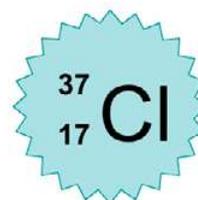


Figura 10: Isótopo 37 del Cloro

Fuente: <https://es.slideshare.net/gustavotoledo/istoposok>

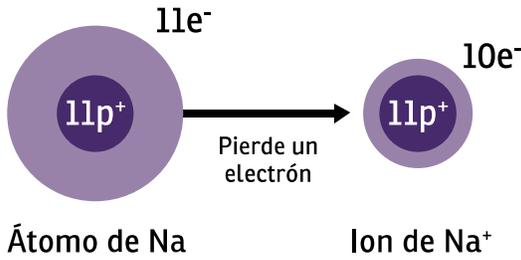
¿Qué se entiende por molécula?

Una molécula es la partícula más pequeña que presenta todas las propiedades físicas y químicas de una sustancia, y se encuentra formada por dos o más átomos. Los átomos que forman las moléculas pueden ser iguales como ocurre con la molécula de oxígeno (O_2), que cuenta con dos átomos de oxígeno, o distintos como ocurre con la molécula de agua (H_2O) formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

¿Qué se entiende por ion?

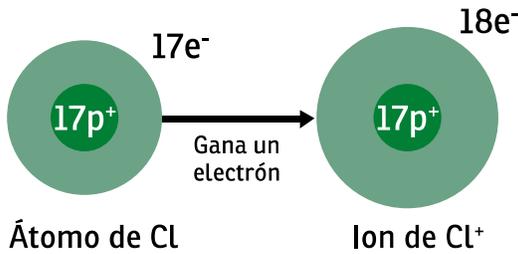
Si a un átomo neutro le quitamos o le agregamos electrones, se forma una partícula cargada llamada ion. Un ion con carga positiva se denomina catión; uno con carga negativa es un anión. Por ejemplo:

El átomo de sodio que tiene 11 protones y 11 electrones, pierde con facilidad un electrón. El catión resultante tiene 11 protones y 10 electrones, y por tanto tiene una carga neta de +1



El átomo de sodio que tiene 11 protones y 11 electrones, pierde con facilidad un electrón. El catión resultante tiene 11 protones y 10 electrones, y por tanto tiene una carga neta de +1

Figura 11: Catión Sodio
Fuente: "Química. La Ciencia Central"



El cloro, con 17 protones y 17 electrones, a menudo gana un electrón para producir el ion Cl^- , que contiene 17 protones y 18 electrones

Figura 12: Anión Cloruro
Fuente: "Química. La Ciencia Central"

En el siguiente cuadro se muestra como se representa las cargas en los iones, arriba a la derecha, y el cálculo del número de partículas atómicas.

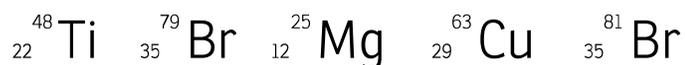
${}_{12}^{24}\text{Mg}^{2+}$	Protones 12	Neutrones 12	Electrones 10
${}_{35}^{79}\text{Br}^-$	Protones 35	Neutrones 44	Electrones 36
${}_{8}^{16}\text{O}^{2-}$	Protones 8	Neutrones 8	Electrones 10

Guía de estudio

1. Definir átomo.
2. ¿Cómo está constituido el átomo (partículas subatómicas y su distribución)?
3. Que significa estado fundamental de un átomo
4. ¿La masa del protón y neutrón es similar a la del electrón?
5. ¿Qué es un orbital atómico?
6. ¿Qué es el número másico? ¿y el número atómico? ¿Cómo se simbolizan?
7. ¿Cómo se representan estos números para un elemento X?
8. ¿Qué son los isótopos?

Actividad práctica

1. En cada ítem, identificar la partícula subatómica que tenga la característica mencionada:
 - a) No tiene carga:
 - b) Se ubica fuera del núcleo:
 - c) Tiene una masa aproximadamente igual a la de un neutrón:
 - d) Tiene la masa más pequeña
2. El número de electrones que contiene un átomo en estado fundamental es:
 - a) Mayor que el número de protones.
 - b) No hay una regla de aplicación general.
 - c) Menor que el número de protones.
 - d) Igual al número de protones.
3. Para los siguientes elementos escriba el número de protones, electrones y neutrones e indicar los isótopos.



4. Completar el siguiente cuadro:

Elemento	Z	p ⁺	e ⁻	n°	A
Aluminio	13				27
Carbono		6		6	
Flúor				10	19
Fósforo	15			16	
Iodo			53		127