



“TRABAJO PRÁCTICO Nº 1”

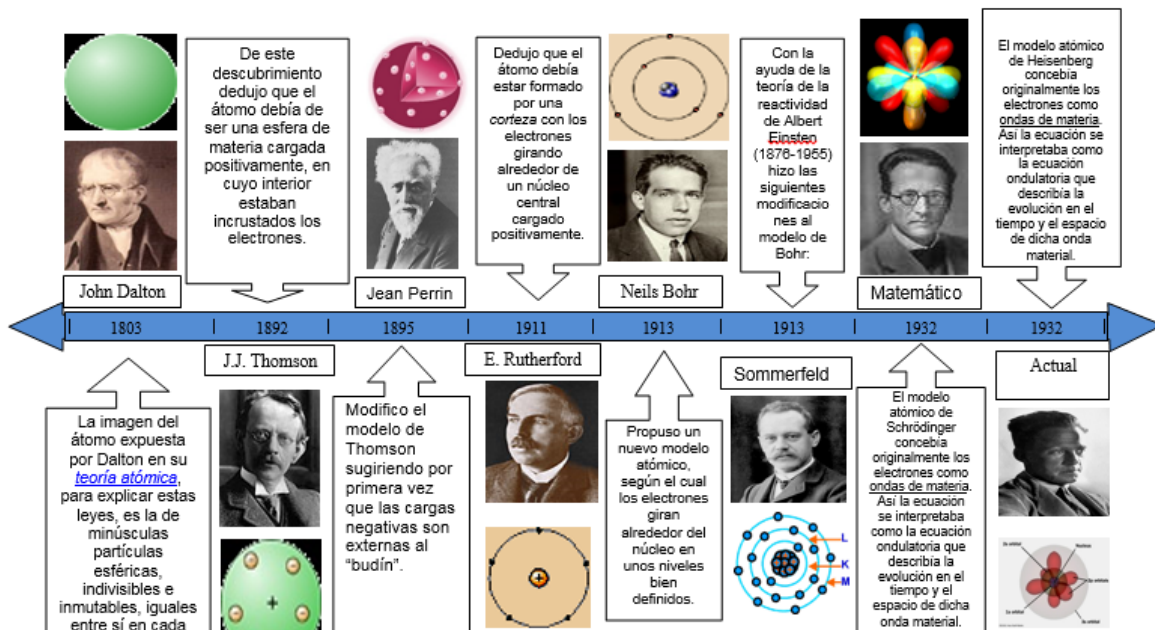
Espacio Curricular: Química Curso: 4 “B”

Docente: Espejo Paula

Tema: “Modelo Atómico”

**HISTORIA DEL ÁTOMO**

Analizamos juntos la siguiente línea del tiempo y el cuadro:



Científico	Teoría	Aporte
<b>Jhon Dalton (1808)</b>	“El átomo es un esfera sólida, compacta, indivisible e indestructible”.	Tabla de los pesos atómicos.
<b>Joseph Jhon Thomson (1904)</b>	“El átomo es divisible, porque unos de sus componentes principales es el electrón”. Por la apariencia del átomo el modelo fue denominado <b>Budín de Pasas</b> .	Descubrimiento del electrón.
<b>Ernest Rutherford (1911)</b>	“El átomo es un sistema en movimiento, con un núcleo de carga positiva y los electrones girando alrededor en estado de equilibrio”. Propone el modelo atómico <b>Sistema Planetario</b> .	Descubrimiento del núcleo atómico.
<b>Bohr y Sommerfeld (1915)</b>	“Los electrones del átomo giran en trayectorias elípticas y circulares relacionadas con los niveles y subniveles de energía del átomo”.	Bohr: Las trayectorias circulares representan a los niveles de energía. Sommerfeld: Las trayectorias elípticas representan a los subniveles de energía.

Este video también puede ser de ayuda: <https://youtu.be/LS3N5hOxRPE>

Antes de seguir avanzando, analicemos dos modelos en particular:

## MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD:

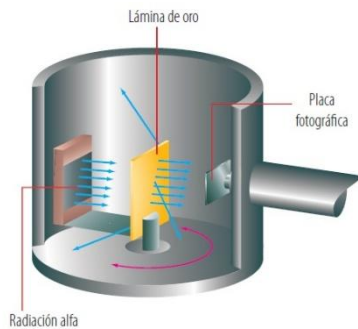


Figura 1. Dispositivo empleado por Rutherford para bombardear una lámina de oro con partículas alfa.

A principios del siglo XX, Ernest Rutherford (1871-1937) realizó un experimento cuyos resultados fueron inquietantes. Observó que cuando un haz de partículas alfa, emitidas por el polonio, uno de los elementos radiactivos, golpeaba contra una lámina de oro (figura 1), algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria.

Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford

propuso, en 1911, que el átomo:

- Estaba formado por un núcleo, como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica y debía ser positivo,
- Los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno al núcleo, a una cierta distancia,
- Gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío.
- Al igual que Thomson, consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.

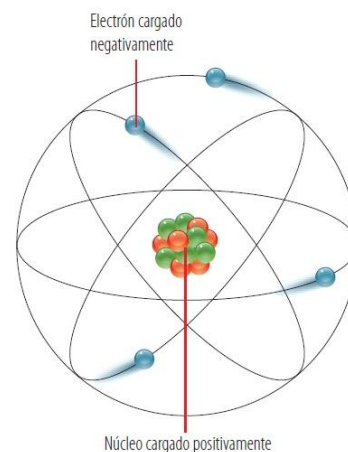


Figura 2. Modelo atómico de Rutherford, en el cual los electrones giran alrededor del núcleo del átomo.

Este modelo planteaba un inconveniente: si el núcleo y el electrón poseían cargas eléctricas de distintos signos, estas debían atraerse. Luego, esta atracción, sumada a la pérdida de energía del electrón en movimiento, llevaría a que chocara contra el núcleo. Sin embargo esto no ocurría, por lo tanto faltaba más por conocer.

## MODELO PLANETARIO DE BOHR

Con el fin de dar solución a las inconsistencias que presentaba el modelo atómico de Rutherford, el físico danés Niels Bohr propuso, en 1913, basándose en la teoría cuántica de Planck y en el análisis del espectro de emisión del hidrógeno, propuso un nuevo modelo atómico (figura). En él, mantenía la estructura planetaria propuesta por Rutherford, pero hacía las siguientes precisiones acerca de la disposición de los electrones alrededor del núcleo:

- Los electrones giraban alrededor del núcleo, describiendo solo determinadas órbitas circulares que llamó **órbitas estacionarias**.
- La energía de un electrón en un átomo estaba **cuantificada**, es decir, restringida a determinados valores.
- Al describir una órbita estacionaria, un electrón no absorbía ni emitía energía.
- El radio de la órbita (su distancia al núcleo) estaba relacionada con la energía que poseía el electrón, es decir, a mayor radio, mayor energía.
- Los valores de energía que podía tener un electrón se denominaron **niveles de energía** (figura 3)

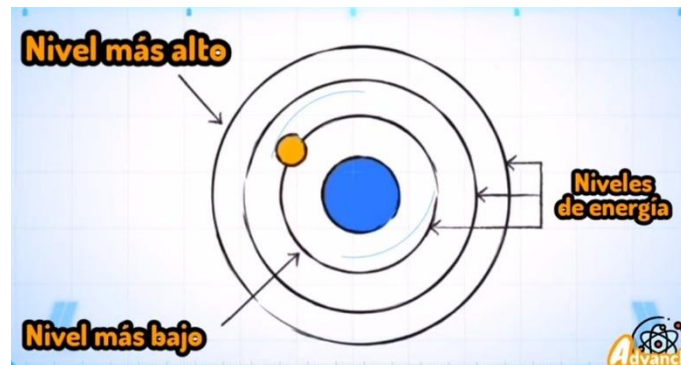


Figura 3: Modelo Atómico de Bohr.

## MODELO ATÓMICO ACTUAL

El modelo atómico propuesto por Bohr fue útil para explicar las características del electrón en el átomo de hidrógeno. Sin embargo, no resulta adecuado para aquellos casos con una cantidad mayor de electrones.

En 1927, el físico alemán Werner Heisenberg propuso el llamado **Principio de Incertidumbre** que afirma que no es posible conocer la posición y a velocidad exacta de los electrones de los electrones en un átomo de forma simultánea. Lo que significa que no se pueden establecer sus trayectorias; solo es posible determinar las zonas en las que es más probable encontrar en constante movimiento a un electrón de un átomo. Esas áreas, llamadas **orbitales**, tienen diferentes formas alrededor del núcleo.

Del modelo atómico de Bohr solo permanece vigente la teoría que indica que los electrones se mueven con niveles energéticos determinados, sin emitir ni absorber energía, y que a cada nivel de energía le corresponden uno o más subniveles de energía, y con ellos se pueden identificar los orbitales.

También sigue aceptándose que, en un átomo, existe un número máximo de electrones que pueden tener un contenido energético correspondiente a un determinado nivel de energía. Para los primeros cuatro niveles energéticos, esos valores son: 2 e<sup>-</sup>, 8e<sup>-</sup>, 18e<sup>-</sup> y 32e<sup>-</sup>.

## PROPIEDADES DE LOS ÁTOMOS

Antes de continuar recordemos algunas propiedades de los átomos.

El átomo se compone de tres partículas subatómicas: el protón, el electrón y el neutrón. Protones y neutrones se disponen en la región central dando lugar al núcleo del átomo, mientras que los electrones giran alrededor de este centro en regiones bien definidas.

Al describir un elemento químico se mencionan algunas de sus propiedades, entre las que se encuentra el número atómico, el número de masa y la masa atómica.

Electrones	<ul style="list-style-type: none"><li>• El electrón (e<sup>-</sup>) partícula con carga negativa y una masa de <math>9.110 \times 10^{-28}</math> g. Carga relativa -1.</li><li>• Se cree que su diámetro es menor a <math>10^{-12}</math> cm.</li></ul>
Protones	<ul style="list-style-type: none"><li>• El protón (p) en una partícula cuya masa real es de <math>1.673 \times 10^{-24}</math></li><li>• Su carga relativa es de +1.</li></ul>
Neutrones	<ul style="list-style-type: none"><li>• El neutrón (n), no tiene carga positiva ni negativa y su masa real <math>1.675 \times 10^{-24}</math> g</li><li>• Carga eléctrica relativa 0.</li></ul>

A continuación explicaremos cada una de estas magnitudes.

**Número Atómico (Z):** indica el número de protones presentes en el núcleo y se representan con la letra Z. Dado que la carga de un átomo es nula, el número de protones debe ser igual al número de electrones, por lo que Z también indica cuántos electrones posee un átomo.

**Número Másico (A):** El número másico o número de masa se representa con la letra A y hace referencia al número de protones y neutrones presentes en el núcleo.

La masa del átomo está concentrada en el núcleo y corresponde a la suma de la masa de los protones y los neutrones presentes, dado que la masa de los electrones es despreciable en relación con la masa nuclear, el número másico también es un indicador indirecto de la masa atómica.

Tomemos como ejemplo el átomo de Sodio (Na):

Según la tabla periódica sabemos que:

- $Z = 11 \longrightarrow$  por lo tanto el átomo de Sodio tiene 11 protones ( p+)

Como los átomos son neutros, es decir, tienen el mismo número de carga positiva que negativa, podemos afirmar que el número de electrones (e<sup>-</sup>) también será 11

Los neutrones (n) se calculan restando el Número Másico (**A**) menos el Número Atómico (**Z**) de la siguiente manera:

$$n = A - Z$$

$$n = 23 - 11$$

$$n = 12$$

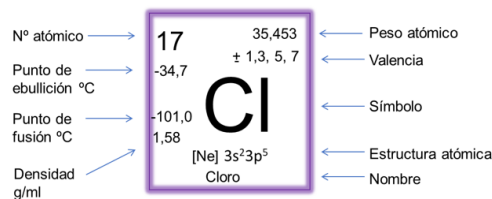
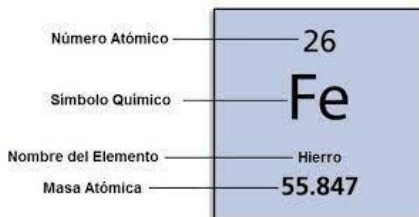
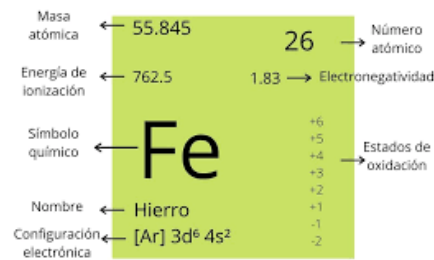
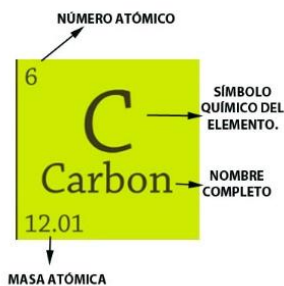
De esta manera el átomo de Sodio (Na) tiene: **11 p+**, **11 e-** y **12 n**

## Forma de representar un átomo de un elemento



- X Símbolo del elemento
- A Número másico ( $A = p + n$ )
- Z Número atómico ( $Z = p$ )

En la tabla periódica puedes encontrarlos así:

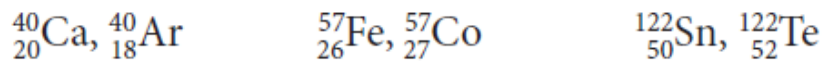


**“No necesitas memorizar el número atómico, es muy común encontrarlos en la tabla periódica”**

**Isótopos:** son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número de protones (número atómico Z), pero difieren en el número de neutrones (por lo tanto tienen distinto número másico A). Muchos elementos presentan isótopos, por ejemplo el oxígeno en estado natural es una mezcla de isótopos, en la cual, el 99,8% corresponde a átomos con A=16 (Z=8 y N=8), el 0,037% poseen A=17 (Z=8 y N=9) y el 0,204% está representado por átomos con A=18 (Z=8 y N=10). Esta situación se representa escribiendo el símbolo del elemento y colocando al lado izquierdo, el número de masa (A) del isótopo como un supraíndice y el número atómico (Z) como un subíndice. Veamos algunos ejemplos:

- Átomo de oxígeno (16, 17 y 18)  $^{16}_8\text{O}$      $^{17}_8\text{O}$      $^{18}_8\text{O}$
- Átomo de carbono (12, 13 y 14)  $^{12}_6\text{C}$      $^{13}_6\text{C}$      $^{14}_6\text{C}$

**Isobaros:** son átomos de elementos diferentes, con características propias, que poseen isótopos con el mismo número de masa (A). A estos elementos se les da el nombre de isobaros y son comunes en elementos radiactivos. Como ejemplos podemos nombrar: calcio y argón, hierro y cobalto, estaño y telurio.



Analizamos los siguientes ejemplos

✖

**MENTES  
BRILLANTES**

Completa el siguiente cuadro:

Elemento	Número de protones (Z)	Número de neutrones	Número másico (A)	Símbolo
Sodio	11	12	23	$^{23}_{11}\text{Na}$
Silicio	14	14	?	$^{?}_{?}\text{Si}$
Flúor	?	?	19	$^{?}_{?}\text{F}$

✱

**EJEMPLOS**

Hallar el número de electrones, protones y neutrones en los isótopos de los siguientes elementos:

a)  $^{84}_6\text{Kr}$                       b)  $^{238}_{92}\text{U}$

a) Como  $Z = 36$ , se tienen 36 protones y 36 electrones. A, número de masa, es igual a 84 y como  $A = N + Z$ , entonces,  $N = A - Z$ , reemplazando tenemos que  $N = 84 - 36$  y  $N = 48$ .

b) De la misma forma como resolvimos el punto anterior:  $Z = 92$ ,  $A = 238$ , por lo tanto,  $N = 238 - 92 = 146$ , de donde concluimos que el uranio tiene 146 neutrones, 92 protones y 92 electrones.

**Masa Atómica:** si bien la masa de un átomo no puede ser registrada por las balanzas más sensibles, esta magnitud ha sido calculada en valores cercanos a los  $10^{-24}$  gramos. Por ejemplo, la masa de un átomo de hidrógeno es  $1,67 \times 10^{-24}$  g. Sin embargo, para facilitar los cálculos relativos a las masas atómicas de la gran variedad de elementos químicos conocidos, se ha ideado un sistema de masas relativas, en el cual, la masa de un elemento dado se calcula comparándola con la masa de otro, que se toma, arbitrariamente, como unidad patrón. La unidad patrón que se utiliza es el átomo de carbono, cuya masa es exactamente 12 u.m.a (unidad de masa atómica).

Debido a la existencia de isótopos, la masa atómica de un elemento cualquiera es el promedio de la masa relativa de cada uno de sus formas isotópicas y se calcula como:

$$\text{Masa Atómica} = \frac{(m)(\%) + (m)(\%)}{100}$$

m: masa de cada isótopo

(%): porcentaje de abundancia de cada isótopo

**Masa Molecular:** corresponde a la masa de una molécula, que es igual a la suma de las masas atómicas promedio de los átomos que la constituyen. Para calcular la masa molecular es necesario saber qué elementos forman el compuesto, su masa atómica y el número de átomos presentes en la molécula. La fórmula química nos indica qué elementos forman el compuesto y su número.

Analicemos juntos los siguientes ejemplos:

### \* EJEMPLOS

1. Calcular la masa atómica promedio del bromo, teniendo en cuenta los porcentajes de abundancia de sus dos isótopos.

El bromo presenta dos isótopos en la naturaleza cuyos masas atómicas y porcentajes de abundancia son respectivamente:

Isótopo	Masa atómica	% de abundancia
Br-79	78,9183	50,44
Br-81	80,9163	49,46

De donde, la masa atómica promedio es:

$$\frac{78,9183 \cdot 50,44}{100} + \frac{80,9163 \cdot 49,46}{100} = 79,82 \text{ u.m.a.}$$

2. Calcular la masa molecular del ácido sulfúrico si su fórmula es  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Total
H	1	2	2
S	32	1	32
O	16	4	64

$$\text{H: } 1 \cdot 2 = 2$$

$$\text{S: } 32 \cdot 1 = 32$$

$$\text{O: } 16 \cdot 4 = 64$$

$$\text{Luego, } 2 + 32 + 64 = 98.$$

La masa molecular del ácido es 98 u.m.a.

### Número de Avogadro:

Cuando tomamos una pequeña cantidad de algún compuesto y la pesamos en una balanza corriente, estamos manipulando un número enorme de átomos individuales, debido a que el peso en gramos de un átomo es sumamente pequeño. Para evitar el problema de hacer cálculos a partir de números muy grandes o muy pequeños, se emplea una unidad, llamada **mol**.

Un mol se define como **la cantidad de sustancia que contiene  $6,023 \times 10^{23}$  partículas, ya sea de un elemento o de un compuesto**. En un elemento esta cantidad es equivalente a la masa atómica expresada como gramos. Por ejemplo, en 15,99 gramos de oxígeno hay exactamente  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de oxígeno. A este número se le conoce como **número de Avogadro**.

El número de Avogadro es un concepto muy importante y de gran utilidad en química. Por ejemplo, sirve para calcular la masa relativa de un átomo de cualquier elemento y el número de átomos o partículas presentes en una masa determinada de una sustancia dada.

**1 mol contiene  $6,02 \times 10^{23}$  partículas, átomos o moléculas cuya masa es igual a la masa del elemento o del compuesto.**

### GUIA DE ACTIVIDADES Nº 1:

1. Con ayuda de la tabla periódica y recordando las definiciones de A y Z, completa el siguiente cuadro:

Elemento	Nombre	Z	A	p+	e-	n
<sup>35</sup> Cl		17				18
			23	11		
<sup>14</sup> N					7	7
	Potasio			19		20
		79	197			
	Argón	18				22

2. Marca con una X la respuesta correcta en las preguntas. Justifica tu respuesta.

Al bombardear láminas delgadas de oro con partículas alfa, Rutherford pudo demostrar que la masa de un átomo está concentrada en una zona que denominó:

- a) periferia
- b) niveles de energía
- c) núcleo
- d) órbitas

3. Determina para el isótopo  $^{109}_{47}\text{Ag}$ :

- a) Número atómico y número de protones
- b) Número de electrones
- c) Número de masa
- d) Número de neutrones

4. Determina la masa atómica promedio del cobre teniendo en cuenta que este elemento se encuentra en la naturaleza en forma de dos isótopos: el  $^{65}_{29}\text{Cu}$  con una abundancia del

69,09% y una masa de 62,9298 u.m.a.; y el  $^{63}_{29}\text{Cu}$  con una abundancia del 30,91% y una masa de 64,9278 u.m.a.

5. Resuelve:

- A. El cinc (Zn) tiene un número másico 65 y contiene 35 neutrones. Indica su número de protones y Z. Representalo.
- B. Indica el número atómico y número másico para el átomo de fosforo que tiene 15 p+ y 16 n. No olvides de representarlo.
- C. Para el átomo de Bromo y Cromo:
  - I. Indica Z, A, p+, e- y n
  - II. Representalos con su símbolo

**¡IMPORTANTE!**

**Fecha límite de entrega: lunes 4 de abril**

**Se puede trabajar en grupo pero deben entregar de manera individual**