



## 2º GUIA PEDAGOGICA 2022.

**Espacio Curricular:** QUIMICA.

**Docente:** Lic. Cristian Perez

**Curso:** 3 Año

**División:** C / D

**Tema:** Más sobre los átomos

### ACTIVIDAD N°1:

Luego de leer el próximo texto, busque la imagen del experimento de Rutherford (en internet). Dibújelo.

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 8), algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria. Esto era tan increíble como si al disparar una bala contra una hoja de papel, ésta rebotara.

Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford propuso, en 1911, la existencia del **núcleo atómico** (figura 9), como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica. El núcleo debía ser positivo, puesto que las partículas alfa, también positivas, eran rechazadas al chocar contra los núcleos de los átomos del metal. También estableció que los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno al núcleo, aunque a una cierta distancia, con lo cual gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío. Al igual que Thomson, Rutherford consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.

#### 1.1.3.3 Inconsistencias del modelo

Si bien, numerosos fueron los descubrimientos y fenómenos observados que permitieron comprobar la existencia del núcleo atómico y dilucidar su constitución, el modelo propuesto por Rutherford tenía ciertas inconsistencias. De acuerdo con la física clásica, toda partícula acelerada, como es el caso de un electrón girando alrededor del núcleo de un átomo, emite energía, en la forma de radiaciones electromagnéticas. En consecuencia, el electrón debería perder energía continuamente, hasta terminar precipitándose sobre el núcleo, dando lugar a un colapso atómico. Teniendo en cuenta que esto no sucede, algo estaba fallando en el modelo propuesto por Rutherford.

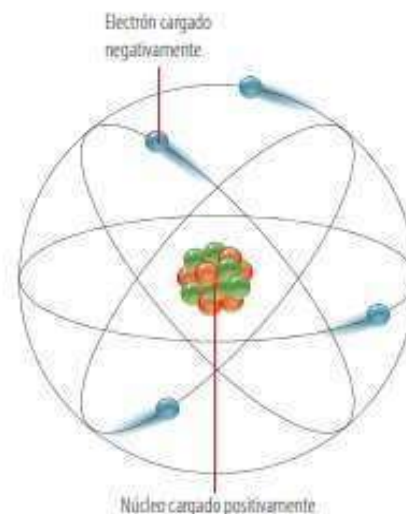


Figura 9. Modelo atómico de Rutherford, en el cual los electrones giran alrededor del núcleo del átomo.

### ACTIVIDAD N°2:

- ¿Qué hubiera significado el hecho de que la mayoría de las partículas alfa no hubieran atravesado la lámina de oro?
- ¿Por qué se supone que el núcleo es pequeño y con carga positiva?
- ¿Cuáles son las diferencias fundamentales que presenta con relación al modelo de Thomson?
- ¿Qué inconvenientes presenta este modelo con respecto a los electrones?

e- ¿Cuáles son los principales aportes de Rutherford al conocimiento de la estructura atómica?



Figura 10. Niels Bohr es uno de los hombres que más ha aportado a la comprensión de la estructura atómica.

### 1.1.3.4 Descubrimiento del neutrón

Desde 1920, Rutherford había supuesto la existencia de una tercera partícula subatómica, que debía ser neutra, pues muchos elementos poseían una masa superior a lo esperado si sus núcleos solo estuvieran conformados por protones. Sin embargo, se tuvo que esperar hasta 1932 para comprobar experimentalmente la existencia de estas partículas.

El descubrimiento se atribuye a **James Chadwick**, quien observó que al bombardear placas de berilio con partículas alfa, estas placas emitían unas partículas, que a su vez se hacían chocar contra un bloque de parafina, ocasionando un desprendimiento de protones en este. Este hecho hacía pensar que su masa debía ser similar a la de los protones. Además, estas partículas no se desviaban por la presencia de campos eléctricos, luego debían ser neutras, por lo que se las llamó **neutrones**.

Actualmente se calcula que la masa de un neutrón es  $1,675 \cdot 10^{-24}$  gramos.

Estos descubrimientos llevaron a describir al átomo como la unidad estructural de la materia, formada por tres subpartículas básicas: protones, neutrones y electrones.

### 1.1.3.5 Otras partículas subatómicas

Con el descubrimiento del neutrón se pensó que la estructura de los átomos había sido dilucidada en su mayor parte. Sin embargo, la historia apenas comenzaba. En 1932, **Carl David Anderson** (1905-1991) descubrió el **positrón**, con lo cual abrió las puertas a todo un panorama de nuevas partículas (más de 200 diferentes), que si bien forman parte de la materia ordinaria, se producen y desaparecen durante algunas reacciones que tienen lugar en condiciones muy especiales, obtenidas en laboratorios especializados y frecuentemente con una vida efímera.

En la tabla, que se muestra a continuación, se resumen algunas de las propiedades de las tres partículas subatómicas principales.

ACTIVIDAD N°3: Complete la siguiente tabla

Partícula	Símbolo	Carga (C)	Carga neta o relativa	Masa (g)	Masa relativa a la masa de un e-
electrón					
protón					
neutrón					

### 1.1.4 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** (figura 10) propuso, en 1913, que los electrones deberían moverse alrededor del núcleo a gran velocidad y siguiendo órbitas bien definidas (figura 11). Las implicaciones de este modelo se detallarán más adelante, cuando veamos el modelo atómico aceptado en la actualidad.

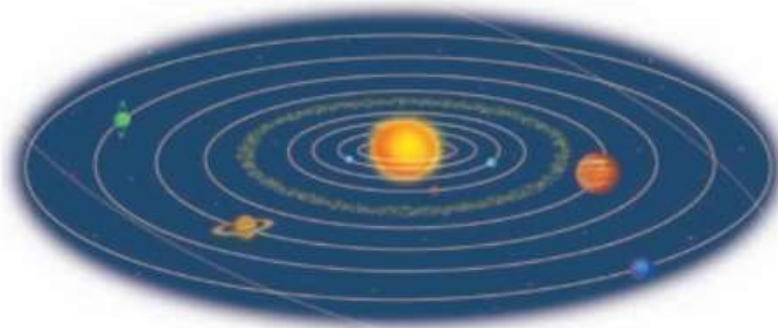


Figura 11. Modelo planetario de Bohr. Imagina las implicaciones que pudo tener para el mundo científico el descubrir que al igual que nuestro sistema solar, el interior del átomo estaba organizado en órbitas alrededor de un centro, el núcleo atómico.

- Los átomos presentan un cierto número de órbitas posibles, denominadas **estados estacionarios**, en las que un electrón puede girar sin que ocurra emisión o absorción de energía. En este estado, el átomo es estable.
- Cuando un átomo absorbe o emite energía en forma de radiación, los electrones a su alrededor son promovidos de una órbita a otra. Si un electrón absorbe energía, pasa a una órbita mayor, alejándose del núcleo. Al emitir luego esta energía, desciende a un estado menor, más cerca del núcleo (figura 22). La cantidad de energía necesaria para pasar de un nivel a otro está cuantizada, según la ecuación propuesta por Planck. De esta manera, el colapso atómico que se desprendería del modelo de Rutherford no era posible bajo estos nuevos supuestos, pues, un electrón no puede descender más allá de un nivel de energía mínimo.

Estos postulados fueron planteados por Bohr en relación con el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce. Sin embargo, el análisis de los espectros de emisión de otros átomos mostraba estructuras internas más complejas, que no eran explicadas satisfactoriamente por este modelo. Además, tampoco era claro por qué eran posibles sólo ciertas órbitas y por qué había discrepancias tan grandes entre las órbitas de diferentes átomos.

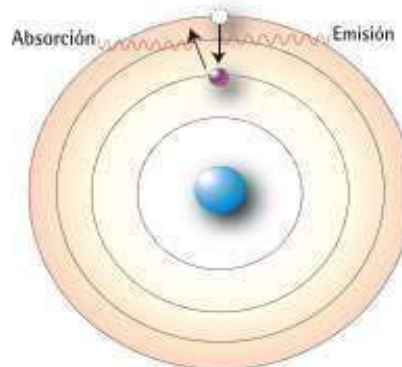


Figura 22. Modelo atómico de Bohr.

## 2.3 El modelo de Sommerfeld

Algunos años después, espectroscopios más sensibles, permitieron observar que algunas de las líneas que formaban los espectros de emisión estaban en realidad compuestas de varias líneas más finas, lo cual hizo pensar que existían estados energéticos intermedios, entre los orbitales propuestos por Bohr.

**Arnold Sommerfeld** (1868-1951), físico alemán, propuso en 1916, una ligera modificación al modelo de Bohr, según la cual, existían órbitas elípticas, además de circulares, permitiendo la existencia de niveles y subniveles de energía (figura 23).

### ACTIVIDAD N° 4:

- Busque en internet sobre el modelo de Sommerfeld y dibuje el modelo que propuso.
- ¿Cuál es la diferencia esencial entre el modelo propuesto por Bohr y Sommerfeld?

**Números importantes** Los números que caracterizan a los átomos son el número atómico (Z) y el número de masa o másico (A). Con estos se representan los elementos  $X_Z^A$

- ✓ Los átomos de cada elemento presentan un determinado número de protones en su núcleo, número que le es propio y distintivo. Se denomina **NÚMERO ATÓMICO (Z)** a la cantidad de protones que tiene un átomo en su núcleo.

**ACTIVIDAD N°5:** Observa tu tabla periódica e informa el símbolo y el Z de: hidrogeno, carbono, calcio, nitrógeno, plomo.

- ✓ La masa de un átomo está concentrada en el núcleo formado por protones y neutrones, porque la masa de los electrones es tan pequeña que puede no tenerse en cuenta. El **NÚMERO DE MASA O NÚMERO MÁSIKO (A)** es la suma del número de protones y neutrones que un átomo tiene en su núcleo.

### ACTIVIDAD N°6:

Observa tu tabla periódica e informa el A o sea el número másico de los elementos de la actividad 5.

En la Naturaleza, cada elemento se presenta como una mezcla de isótopos en diferentes proporciones. Por eso en la Tabla periódica aparece el A como un número con decimales, es la abundancia porcentual de los isótopos

que presenta ese elemento en la Naturaleza. A nuestros fines prácticos, trabajaremos con el número redondeado.

ACTIVIDAD N° 7: Si el número másico A es la suma de protones más neutrones, entonces podemos expresar:

$$A = Z + N, \text{ siendo } N = \text{cantidad de neutrones.}$$

Calcula la cantidad de neutrones de los elementos de la actividad 5.

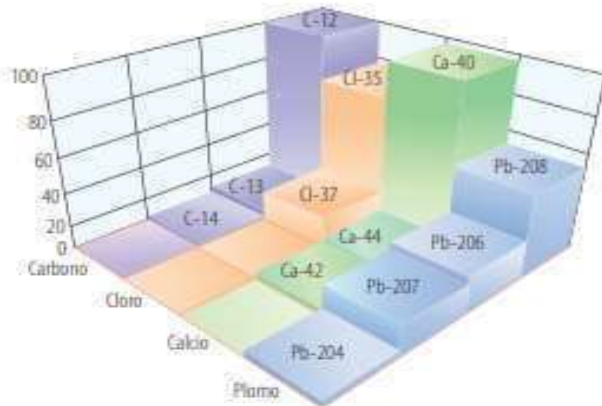


Figura 13. Frecuencia con que aparecen ciertos isótopos de algunos elementos químicos en la naturaleza.

**EJERCICIO**

- Calcula el número de neutrones, protones y el número de masa, de acuerdo con la información suministrada en cada caso:
  - El átomo de silicio (Si) posee 14 neutrones y su número de masa es 28.
  - El átomo de plata (Ag) posee 47 protones y 60 neutrones.
  - El átomo de oro (Au) tiene un número atómico igual a 79 y A es igual 197.
- El núcleo del átomo de aluminio contiene 13 protones y 14 neutrones. Indica su número atómico y su número de masa.

### 1.2.3 Isótopos

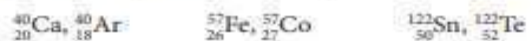
Son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número de protones (número atómico Z), pero difieren en el número de neutrones (número de masa A). Muchos elementos presentan isótopos, por ejemplo el oxígeno en estado natural es una mezcla de isótopos, en la cual, el 99,8% corresponde a átomos con A = 16 (Z = 8 y N = 8), el 0,037% poseen A = 17 (Z = 8 y N = 9) y el 0,204% esta 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)  $^{12}_6\text{C}$   $^{13}_6\text{C}$   $^{14}_6\text{C}$

Otra forma muy común de referirse a los isótopos de un elemento es simplemente señalando el número másico a continuación del símbolo o el nombre completo del elemento. Por ejemplo, oxígeno-17, carbono-14, uranio-235 o cloro-35.

### 1.2.4 Isóbaros

Existen 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 isóbaros y son comunes en elementos radiactivos. Como ejemplos podemos nombrar: calcio y argón, hierro y cobalto, estaño y telurio.



ACTIVIDAD N° 8: Explique brevemente la diferencia entre Isótopos e Isóbaros.

**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	?	$^{?}_{14}\text{Si}$
Flúor	?	?	19	$^{19}_{?}\text{F}$

**EJEMPLOS**

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

a)  $^{84}_{36}\text{Kr}$       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.

**ACTIVIDAD N°9: ¡A Trabajar!**

1-  $^{35}_{17}\text{Cl}$  En base a esta información, indique: elemento, número atómico, número másico y cantidad de partículas elementales, protones, electrones y neutrones.

2- Un átomo de fósforo tiene 15 p<sup>+</sup> y 16 n<sup>0</sup>. Indique el A y el Z, sin mirar la Tabla periódica.

3-Complete el siguiente texto referido a la estructura atómica:

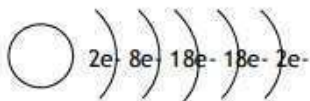
Las partículas responsables de la masa atómica son los ..... y los.....,que se encuentran ubicados en el ..... El número de protones es igual al de .....porque el átomo es eléctricamente neutro. Los átomos que tienen igual número atómico pero diferente número másico son.....

4- un átomo de potasio tiene  $Z=19$  y  $A= 39$ . Indica el número de p<sup>+</sup>, e<sup>-</sup> y n<sup>0</sup>.

5- Dibuja la estructura según Bohr de un átomo de magnesio, cuyo  $Z=12$  y  $A=24$ .

6- Un átomo tiene 14 n<sup>0</sup> y su  $A=27$ , indica: el Z, el nombre del elemento, su símbolo y cuántos e<sup>-</sup> tiene.

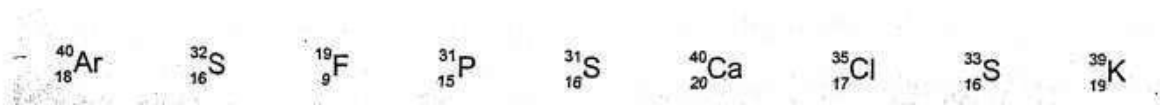
7. Teniendo en cuenta la siguiente estructura, indica A, Z, nombre y símbolo.



8. Dibuja la estructura según Bohr para los siguientes elementos:



9. Observa atentamente las siguientes notaciones y recuadra aquellas que corresponden a isótopos.



10- Señala en el ejercicio anterior si hay elementos que sean isóbaros.

11- Completa el siguiente cuadro:

Nombre del elemento	Símbolo	A	Z	P <sup>+</sup>	e <sup>-</sup>	n <sup>0</sup>	Distribución de e <sup>-</sup> en niveles de energía
Sodio		23	11				
	C						
Silicio			14				
	Ca			20		20	
						18	2-8-7
		32					2-8-6
	Ag	108			47		
Aluminio							