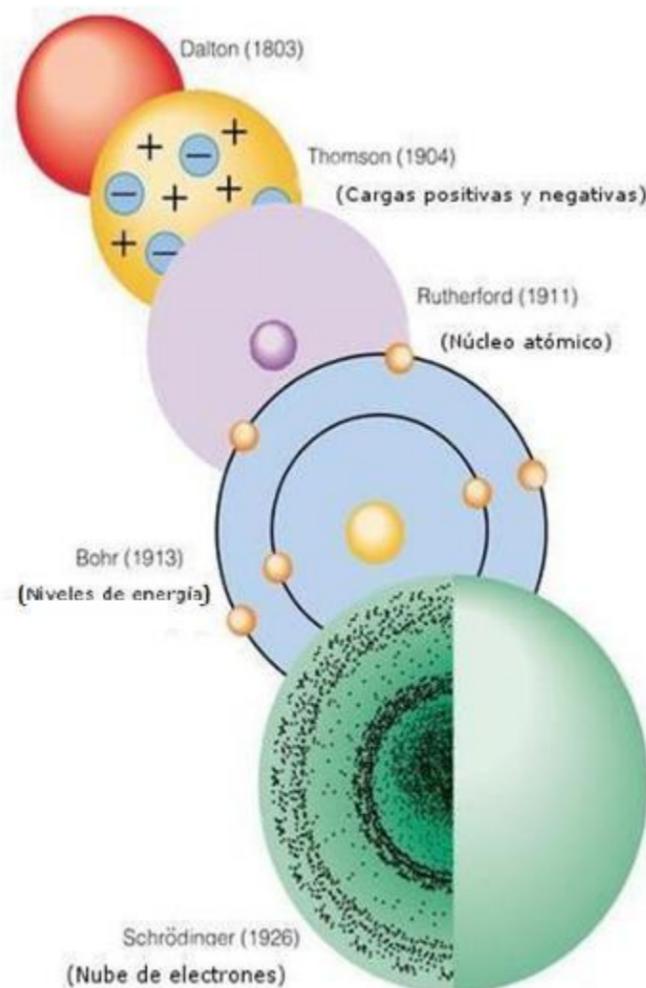


Objetivos DEMRE:

- Teoría de Dalton, modelo atómico de Thompson, modelo atómico de Rutherford, modelo atómico de Bohr.
- Conceptos de electrón, protón y neutrón. Número atómico (Z) y número Másico (A).

INTRODUCCION.

Para estudiar el comportamiento y las propiedades físicas y químicas de la materia, debemos considerar las características atómicas de los materiales que la forman. Por esto, se hace necesario conocer cómo está constituido cada elemento y determinar su estructura.



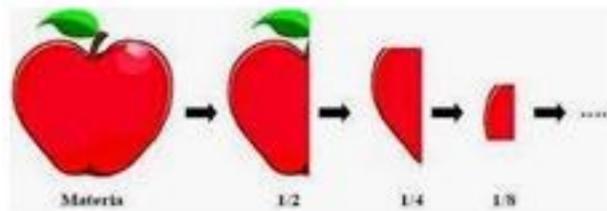
¿PERO CÓMO LLEGAMOS A ESTO?

En los inicios del conocimiento surgieron preguntas nada triviales sobre la constitución de las sustancias. En un primer intento acerca de la descripción de la materia se propuso que estaba compuesta por “cuatro elementos”: agua, tierra, fuego y aire.



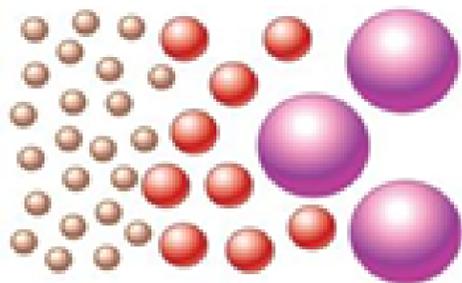
Experimentos muy sencillos cómo moler una piedra y obtener arena, y continuar macerando dicho material hasta obtener partículas muy finas, eran fáciles de realizar. Por lo general, se encontraban dos corrientes importantes:

1. **La materia es continua**, se pueden encontrar partículas más pequeñas que constituyen la materia a nivel macroscópico, que no cambian sus propiedades.



La materia es continua

2. **La materia es discreta**, existen unidades indivisibles que constituyen en su conjunto los materiales o sustancias macroscópicas con características propias o únicas.



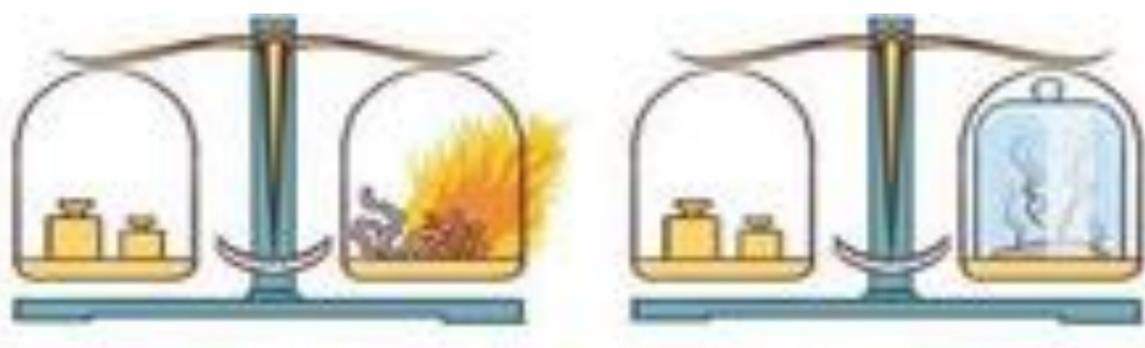
La materia es discreta

Demócrito y Leucipo (Grecia, S.V-IV antes de Cristo) fueron férreos defensores de que la materia disponía de una unidad elemental. Se asoció la palabra átomo (a = sin, tomo = división) para esta partícula estructural indivisible, es decir, LA MATERIA ES DISCRETA.

Durante muchos siglos la discusión se mantuvo, para luego ser nuevamente expuesta al existir más antecedentes. La ciencia dispone de sus principios en un sistema independiente de las creencias, donde los hechos son fundamentados por leyes naturales producto de la observación. Con lo cual la predicción es una de sus características.

IDEAS PREVIAS PARA POSTULAR LA PRIMERA TEORÍA ATÓMICA

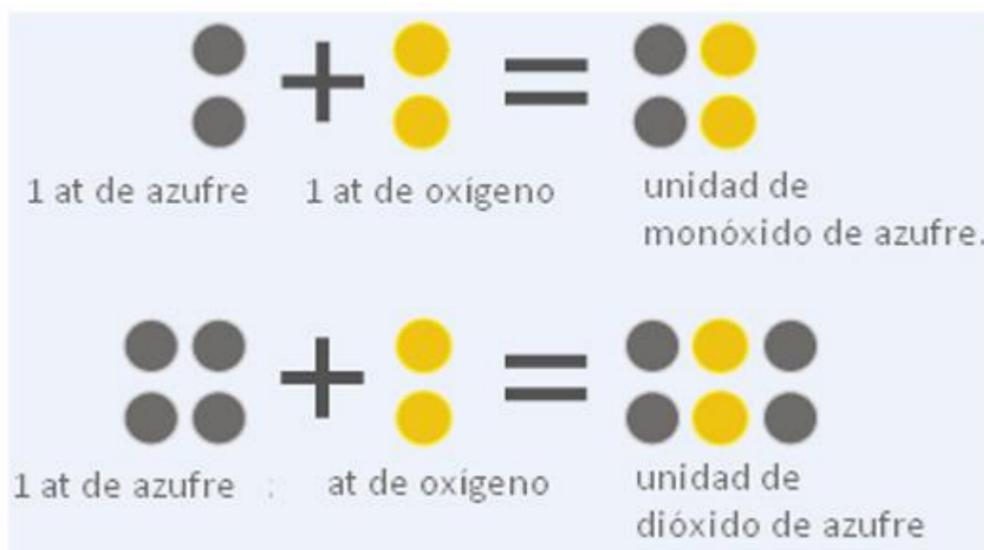
Ley de conservación de la materia (Lavoisier) define cómo interactúan los elementos para formar compuestos, y documentó la proporción de elementos en cada compuesto. Es decir, “en un sistema aislado, durante toda reacción química ordinaria, la masa total en el sistema permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa de los productos obtenidos”.



Ley de las proporciones definidas (Proust) establece que cuando dos o más elementos diferentes para dar un compuesto, siempre lo hacen en una relación constante de masas. Es decir, los subíndices de un compuesto siempre serán los mismos.



Ley de las proporciones múltiples (Dalton) esta ley, a diferencia de la propuesta por Proust, establece que dos elementos pueden combinarse para generar distintos compuestos al cambiar las cantidades de los reactivos. Ya con estos antecedentes y su trabajo sobre gases formula la primera teoría atómica.



TEORÍA DE DALTON

Propuesto entre 1803 y 1808 por John Dalton fue el primer modelo atómico con base científica, aunque el autor la denomina más propiamente como “teoría atómica”.

Postulados:

- Fue el primer intento completo para describir toda la materia en términos de los átomos y sus propiedades.
- Primero establece que toda la materia está hecha de átomos, que son indivisibles, inmutables y eternos.
- Segundo establece que todos los átomos de un elemento dado son idénticos en masa y en propiedades.
- Tercero establece que átomos de elementos distintos difieren en masa y propiedades.
- Cuarto establece que los compuestos son combinaciones de dos o más átomos de diferentes tipos.
- Quinto establece que en una reacción solo existe un reordenamiento de átomos.

 Hidrógeno	 Azufre	 Plomo
 Nitrógeno	 Magnesio	 Plata
 Carbono	 Hierro	 Oro
 Oxígeno	 Zinc	 Mercurio
 Fósforo	 Cobre	 Calcio

Símbolos de Dalton para algunos elementos químicos

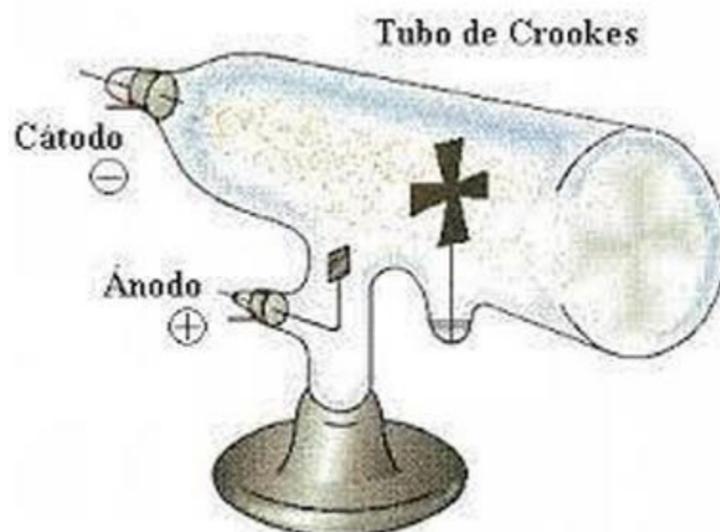
Insuficiencias:

- Dado que hasta mediados del siglo XIX no surgieron evidencias de la divisibilidad del átomo ni de la existencia de partículas subatómicas, el modelo de Dalton no fue cuestionado durante décadas.
- No explica la naturaleza electromagnética de algunos materiales.

EL DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN

En 1875, William Crookes ideó un experimento, un tubo de vacío, ideal para estudiar el paso de corriente eléctrica en el vacío. Observó que al interior del tubo se desprendía una radiación desde el cátodo (polo -; nemotecnia: hacia dónde van los cationes) al ánodo (polo +; nemotecnia: hacia dónde van los aniones). Esta radiación que fluía a través del tubo la nombró rayos catódicos y parecían ser independientes de la naturaleza del gas que se usaba.

El gas en el tubo se excita debido a la aplicación de una gran diferencia de potencial. La sombra indicaba que esa radiación provenía del cátodo al ánodo. Lo que fluían eran los electrones. El uso de este instrumento facilitó a J. J. Thomson en 1897, la experimentación con campos eléctricos y observar la desviación de la radiación debido a campos electromagnéticos. Gracias a este experimento descubrió al electrón y su carga.

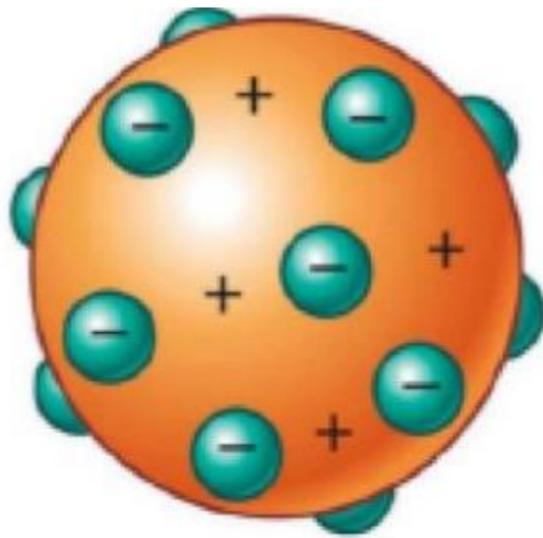


MODELO DE THOMSON, BUDÍN DE PASAS

Propuesto en 1904 por Joseph Thomson a partir del descubrimiento y estudio de los rayos catódicos. Propone un modelo atómico similar a un budín de pasas.

Aportes:

- Propone que el átomo es una esfera de carga positiva distribuida uniformemente en un diámetro de aproximadamente un angstrom. ($1 \text{ \AA} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$).
- Los electrones previamente descubiertos, según Thompson se encuentran incrustados tanto a nivel superficial como internamente en el átomo.
- Explica el comportamiento eléctrico de los átomos dada la carga del electrón.



Modelo atómico de Thompson.

Insuficiencias:

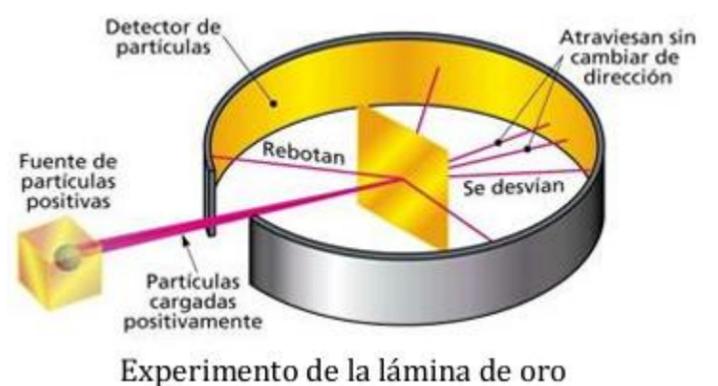
- No pudo explicar cómo se mantiene la carga en los electrones dentro del átomo.
- No pudo explicar la estabilidad del átomo dado que no explica la verdadera distribución de las cargas positivas y negativas.
- No considera la existencia de otras partículas subatómicas, solo el electrón.

MODELO DE RUTHERFORD, PLANETARIO

Propuesto en 1911 por Ernest Rutherford a partir de un novedoso y simple experimento de la lámina de oro.

Experimento de la lámina de oro.

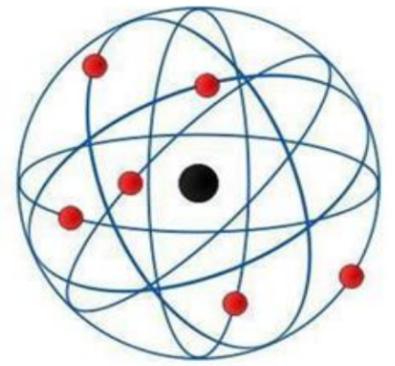
- El experimento consistía en lanzar un haz de partículas alfas (positivas) hacia una lámina de oro y medir la dispersión usando una pantalla fluorescente.
- Se dieron cuenta de que solo una pequeña fracción de las partículas alfa se desvió en más de 90° . La mayoría de estas partículas atravesó directamente a través de la lámina.
- Según Thompson, si una partícula alfa chocara con un átomo, pasaría directamente a través de él, dado que a escala atómica la materia no puede ser "sólida". Hipótesis errada.
- Dado que la mayoría de las partículas alfa atraviesan se concluye que la mayor parte del átomo es espacio vacío.



- Hay una densa y diminuta región que llamó núcleo que contiene una carga positiva y desvía a las partículas alfa.

Aportes:

- Valiéndose de este experimento demostró que el átomo en su mayoría es espacio vacío.
- El átomo tiene un núcleo central en el que están concentradas la carga positiva y prácticamente toda la masa. Por lo tanto, es extremadamente pequeño, denso e inmóvil.
- Los electrones se encuentran orbitando fuera del núcleo.



Modelo de Rutherford

Insuficiencias:

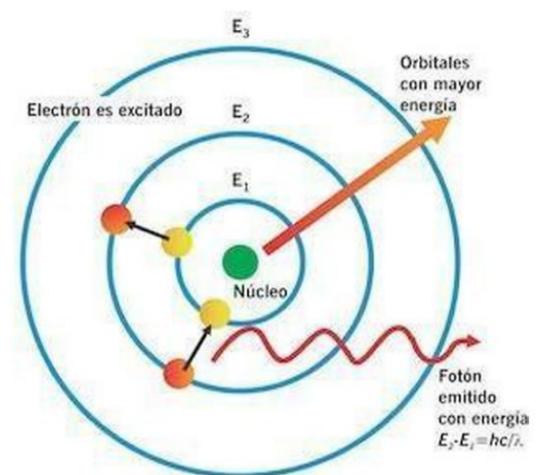
- Según el modelo de Rutherford, el átomo presentaba el inconveniente de ser inestable. Dado que, de acuerdo con la física clásica, una carga (electrón) en movimiento emite continuamente energía; el electrón se precipitaría al núcleo.
- Tampoco es capaz de explicar la absorción o emisión de radiación o energía.

MODELO ATÓMICO DE BOHR, ESTACIONARIO.

En 1913, Niels Bohr introduce a la comunidad una propuesta intermedia entre la mecánica clásica y la mecánica cuántica. La teoría propuesta por Bohr explica por qué los átomos no presentan un colapso electrónico, es decir, explica la estabilidad de los átomos.

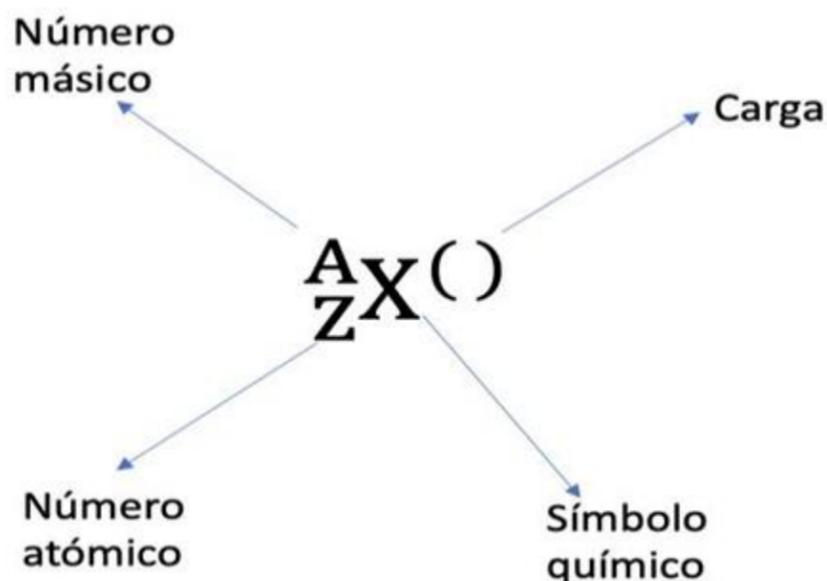
Aportes:

- Los electrones describen órbitas circulares alrededor del núcleo sin irradiar energía, por esto los electrones no se precipitan al núcleo.
- Los electrones están en niveles definidos en cuanto a su energía y a distancias fijas. La órbita más cercana es la de menor energía y entre más se alejan, más energía tienen.
- Las órbitas tienen un número determinado de electrones, esta distribución está dada por la configuración electrónica.
- Los electrones pueden saltar entre niveles u órbitas, esto solo lo hacen entre órbitas permitidas. Si el electrón salta a un nivel superior, absorbe energía. Si el electrón salta a un nivel inferior, emite energía.



Insuficiencias:

- El modelo funciona muy bien para el hidrógeno, sin embargo, en los espectros (de absorción y emisión) para átomos de otros elementos se observaba que los electrones de un mismo nivel tenían distinta energía. Por lo tanto, plantea la idea de subnivel.
- Además, luego se descubre que los electrones no siguen órbitas circulares.



Números Atómicos y Másicos

Número Atómico (Z): Corresponde al número de protones de un átomo. En un átomo neutro, también corresponde al número de electrones.

Número Másico (A): Corresponde a la suma de protones y neutrones que hay en un átomo.

Número de neutrones (n°): Corresponde al número de partículas sin carga eléctrica presentes en el núcleo de un átomo.

Isotopos, Isóbaros e Isótonos.

	Isótopo	Isóbaro	Isótono
Definición	= Número atómico (Z) ≠ Número másico (A)	≠ Número atómico (Z) = Número másico (A)	≠ Número atómico (Z) ≠ Número másico (A) = neutrones
Ejemplos	${}^{15}_8O$ ${}^{17}_8O$	${}^{12}_6C$ ${}^{14}_6C$	${}^{11}_5N$ ${}^{12}_6C$

Carga eléctrica:

Ión: Átomo con carga eléctrica. Esto se debe a una disparidad entre protones y electrones.

Ión negativo (anión): Corresponde al átomo que tiene mayor número de electrones que de protones. La carga neta se calcula restando al número de electrones, el número de protones.

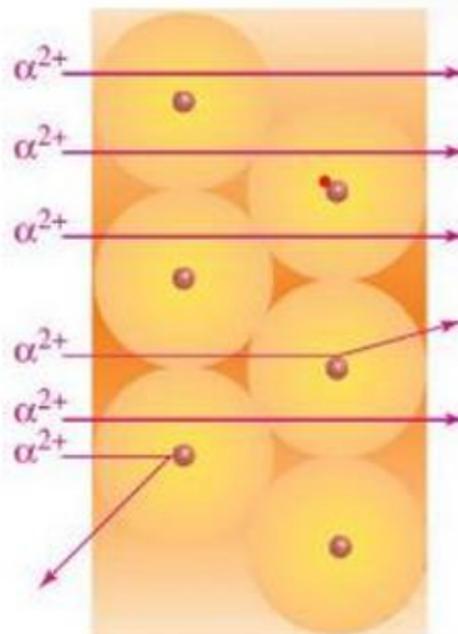
Ión positivo (catión): Corresponde al átomo que tiene menor número de electrones que de protones. La carga neta se calcula restando al número de protones, el número de electrones.

Ión isoelectrónico: Son átomos que tienen el mismo número de electrones o moléculas con la misma cantidad de electrones de valencia.

1. Las siguientes afirmaciones: “El átomo es, en su mayor parte espacio vacío”, “Los átomos son partículas indivisibles” y “El átomo tiene su masa positiva y los electrones están incrustados en ella” son, respectivamente, parte de los modelos:

A) de Thompson, de Dalton y de Rutherford.
B) de Dalton, de Thompson y de Rutherford.
C) de Rutherford, de Dalton y de Thomson.
D) de Rutherford, de Thompson y de Dalton.
E) de Dalton, de Thompson y de Rutherford.
2. Un determinado ion con carga -1 tiene un total de 10 electrones. Solo con esta información, ¿Cuál de las siguientes características NO se puede deducir?

A) Si el elemento es metal o no metal.
B) Su número atómico.
C) Su número másico.
D) La ubicación en la tabla periódica.
3. Los experimentos de Rutherford con la lámina de oro permitieron proponer un modelo planetario para el átomo, donde la carga positiva se encuentra en una región muy densa llamada núcleo y, alrededor de él, giran los electrones de carga negativa existiendo un gran espacio vacío entre el núcleo y los electrones. El experimento de la lámina de oro consistía en bombardear láminas de oro con partículas a alta velocidad y de carga positiva (llamadas rayos alfa, α), la mayoría de ellas atravesaban la lámina, pero algunas se desviaban, esto ocurría debido a la fuerte repulsión ejercida por el núcleo dada la gran cercanía con este.



PREUNIVERSITARIO FUTURO®

Si en lugar de usar una lámina de oro, cuyo número atómico es 79, se hubiese realizado el experimento con una lámina de berilio ($Z=4$), ¿Cuál de las siguientes afirmaciones corresponden a una inferencia correcta para este caso?

- A) No habría cambio en el ángulo de desviación de las partículas alfa, puesto que la trayectoria del rayo es independiente del metal utilizado.
- B) La mayoría de las partículas alfa se desviarían y solo algunas, las menos, podrían atravesar la lámina de berilio.
- C) Todas las partículas alfa atravesarían la lámina de berilio, sin experimentar desviación alguna en su trayectoria.
- D) El número de partículas que atraviesan la lámina de berilio sería mayor respecto a cuando se usa una lámina de oro.

4. Dadas las siguientes parejas de átomos:

I	II	III
$^{17}_8\text{O}$ y $^{17}_9\text{F}$	Ca^{2+} y Li^+	$^{16}_8\text{O}$ y $^{15}_7\text{N}$

Podemos afirmar respectivamente que son:

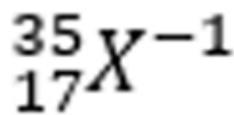
- A) Isóbaro, Cationes e Isótonos.
 - B) Isóbaros, Aniones e isótonos.
 - C) Cationes, Isótonos e Isótopos.
 - D) Isótopos, Isóbaros e Aniones.
5. A principios del siglo XIX, John Dalton propuso la primera teoría atómica, cuyos postulados, con ciertas modificaciones siguen vigentes hasta el día de hoy. Sin embargo, la idea de que la materia está constituida por átomos no es original de John Dalton, está asociada a filósofos muy antiguos como Demócrito y Leucipo, que afirmaban que la materia está constituida por pequeñas partículas indivisibles, inmutables, impenetrables y dotadas de movimiento. Al respecto, ¿Por qué se afirma que John Dalton fue el primero en proponer una teoría atómica?
- A) Porque fue el primero filósofo en proponer una idea corpuscular de la materia.
 - B) Porque, por error, la primera teoría atómica no fue enunciada por Dalton, sino que es obra de pensadores mucho más antiguos que él.
 - C) Porque Dalton, explicando ciertas leyes y fenómenos basados en la observación de hechos concretos, enunció sus postulados.
 - D) Porque los postulados de Dalton siguen vigentes en la actualidad, mientras que las ideas de los filósofos antiguos están obsoletas y descartadas.

6. En el modelo planetario se plantea una estructura de núcleo y corteza, donde el núcleo es una región del átomo extremadamente pequeña, densa y positiva. Por otra parte, en la corteza se encuentra el o los electrones orbitando alrededor. Esta afirmación, comprobada con el experimento de la lámina de oro, llevó a Rutherford a proponer el primer modelo atómico nuclear. Al respecto, una deficiencia que subyace es:
- A) Los electrones, con carga negativa, no pueden orbitar en torno al núcleo ya que son partículas muy pequeñas y de masa casi despreciable.
 - B) Toda partícula con carga acelerada, según la física clásica, irradia energía por lo que inevitablemente decaerá hacia el núcleo.
 - C) Los neutrones, partículas que se encuentran en el núcleo, generan un gran poder atractivo hacia los electrones atrayéndolos y provocando un colapso electrónico.
 - D) Los electrones, al ser partículas subatómicas tan pequeñas, debiesen encontrarse tanto en la corteza como en el núcleo del átomo.
7. “Si el núcleo atómico fuese del tamaño de una arveja, entonces el átomo tendría un tamaño similar al de un estadio de fútbol, y la masa de dicho núcleo sería casi igual a la masa del estadio completo”. El enunciado anterior corresponde a una analogía basada en un modelo teórico. Al respecto, es correcto inferir que:
- A) el núcleo atómico consiste en protones de carga positiva.
 - B) el tamaño de un átomo viene dado por el tamaño del núcleo atómico.
 - C) el núcleo atómico es extremadamente denso.
 - D) el átomo es una partícula extremadamente pequeña comparada con su núcleo.
8. Al bombardear con partículas alfa (de carga positiva) una lámina de oro, estas se devuelven por su mismo eje en un ángulo de 180° . Esta afirmación facilitó la comprensión de:
- A) que el núcleo tenía las cargas eléctricas positivas y negativos, como un budín de pasas.
 - B) la carga y la masa de las partículas subatómicas
 - C) La existencia de un núcleo compuesto por protones y neutrones.
 - D) que existía un núcleo denso de carga positiva.

9. En la simbología de un átomo, generalmente se informa el número atómico (Z), la carga y el número másico (A). Este último corresponde a la cantidad de:

- A) protones.
- B) neutrones.
- C) protones y electrones.
- D) protones y neutrones.
- E) electrones ubicados en el último nivel.

10. Dada la siguiente simbología para el ion de un elemento químico:



¿Cuál de las siguientes opciones es correcta?

- A) X tiene 18 protones y 18 neutrones.
- B) X tiene 18 neutrones y 17 protones.
- C) X tiene 16 protones y 17 neutrones.
- D) X tiene 18 protones y 35 neutrones.
- E) X tiene 17 neutrones y 17 protones.

11. Si un átomo hipotético X posee 8 protones, 10 neutrones y 10 electrones, entonces la simbología correcta para este átomo es:

- A) ${}_{8}^{10}\text{X}^{2-}$
- B) ${}_{8}^{16}\text{X}$
- C) ${}_{8}^{18}\text{X}^{2-}$
- D) ${}_{18}^{8}\text{X}^{2-}$

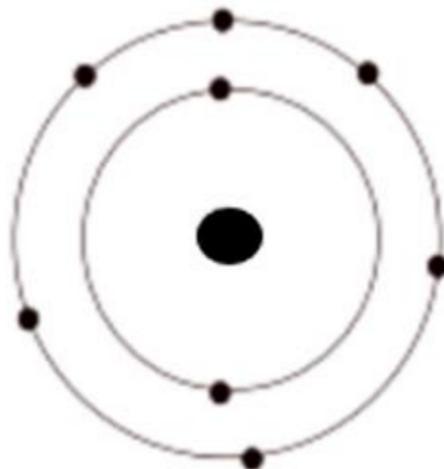
12. Los átomos, con el fin de encontrar la estabilidad electrónica, pueden transferir electrones formando iones. De las siguientes opciones, ¿Cuál de ellas presenta la mayor cantidad de electrones?

- A) Na⁺
- B) Al³⁺
- C) Cl⁻
- D) F⁻

13. En un experimento se coloca un clavo de hierro en un vaso con ácido clorhídrico, se observa la formación de burbujas y el desgaste paulatino del clavo. Luego, se coloca otro clavo, esta vez envuelto con papel aluminio dentro de un vaso con el mismo ácido, al sacarlo y lavarlo se observa que el clavo prácticamente no experimenta cambios, salvo en los lugares que quedaron expuestos al ácido y que el papel aluminio se desgastó. Al respecto, ¿Cuál es una conclusión coherente con los resultados observados en el experimento?

- A) Todos los ácidos reaccionan fuertemente con todos los metales.
- B) El hierro es más reactivo con el ácido clorhídrico que con el aluminio.
- C) El aluminio reacciona con el hierro en presencia de ácido clorhídrico.
- D) Ambos metales al reaccionar con ácido clorhídrico producen igual cantidad de burbujas.
- E) El aluminio protege al hierro del desgaste producido por el ácido clorhídrico.

14. La siguiente figura es una representación de un átomo neutro:



Al respecto, es correcto afirmar que:

- A) posee 8 neutrones.
- B) tiene un valor de Z igual a 6.
- C) corresponde al elemento oxígeno.
- D) presenta 3 niveles de energía.