



- 3) Rutherford descubrió el
- 4) Rutherford propuso que los electrones se ubicaban enalrededor del núcleo
- 5) Según el experimento de Rutherford la radiación alfa son las cargas de signo.....
- 6) Bohr descubrió los
- 7) El modelo atómico actual dice que los electrones se mueven en
- 8) Las subpartículas que forman un átomo son y
- 9) Los protones tienen carga eléctrica de signo.....
- 10) Los electrones tienen carga eléctrica de signo.....
- 11) El núcleo del átomo contieney
- 12) El número atómico (Z) me indica la cantidad de del átomo
- 13) Un átomo electrónicamente neutro contiene la misma cantidad de carga que
- 14) El número másico (A) es la dey
- 15) Para conocer la cantidad de neutrones, al número másico (A) le resto la cantidad de
- 16) En la Tabla Periódica los elementos se encuentran ordenados según el

17) Responder V o F

- a) La masa del electrón es igual a la masa del protón
- b) La carga eléctrica del protón y electrón son de signos opuestos
- c) El neutrón es la subpartícula más pequeña que el electrón y el protón

18) Completar la siguiente tabla con sus respectivos número atómico (Z), número másico (A), número de protones (P^+), número de electrones (e^-) y número de neutrones (n^0)

Elemento	Z	A	P^+	e^-	n^0
Bi					
He					
C					
H					
Mg					
Al					
Cl					
O					
Na					
K					

Elemento	Z	A	P^+	e^-	n^0
Au					
Ni					
Ag					
Rb					
Pb					
Hg					
Bi					
Se					
Te					
Po					

19) Establecer la relación entre los conceptos de la primera columna, con la segunda y tercera.

Número de electrones
Número de protones
Número de neutrones
Número atómico
Número másico

Ca
Fe
Na
Co
K

19
39
11
56
27



20) Completar la siguiente tabla con sus respectivos número atómico (Z), número másico (A), número de protones (P^+), número de electrones (e^-) y número de neutrones (n^0)

Elemento	Z	A	P^+	e^-	n^0
	23				
	50				
	17				

Elemento	Z	A	P^+	e^-	n^0
		27			14
		40			20
		23			12

Q04 - Estructura del Átomo

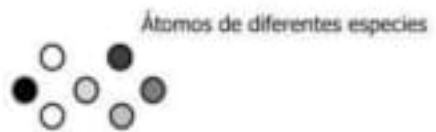
Breve reseña histórica

A continuación describiremos una breve reseña histórica para entender cómo se llegó al modelo atómico actual y al conocimiento de la existencia de partículas subatómicas.

Desde tiempos remotos, quiso responderse preguntas fenómenos de la vida cotidiana. De muchas formas se quiso entender cómo está formada la materia y su comportamiento; hubo pensadores y filósofos griegos en la antigüedad, así como también, en los siguientes siglos científicos llamados alquimistas. En todos los casos, se quería explicar que la materia está formada por pequeñas partículas en su interior que desde la época de los griegos llamaron átomos, que significa, indivisible. Continúan los ensayos y experimentos para conocer la composición de la materia, con la explicación de un fenómeno muy común que es la combustión (por ejemplo cuando se quema un papel). La conclusión más representativa, fue establecida por Lavoisier que calculó que al quemar una sustancia, la cantidad de masa inicial, es igual a la cantidad de masa final. Con esto, definió un concepto importante que en la naturaleza, nada se crea, ni nada se pierde, sino que todo se transforma. O sea, que los átomos que componen una sustancia no pueden crearse, ni perderse sino que se transforman en otras partículas. Hubo un científico que resumió toda la información conocida y experimentada hasta ese momento que se llamó Dalton, proponiendo una teoría atómica inicial.

Algunas conclusiones de la teoría atómica de Dalton.

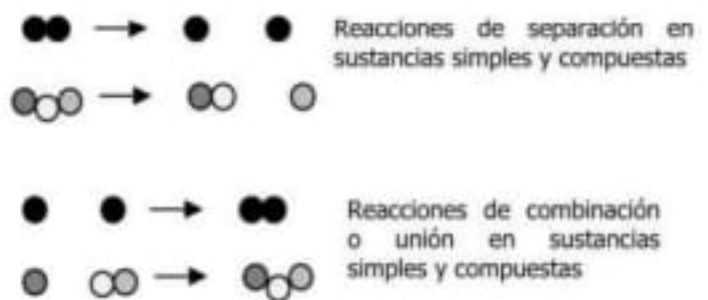
*La materia está formada por partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos



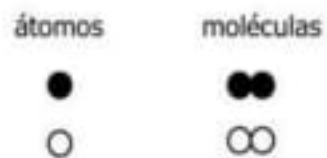
*Existen sustancias simples y compuestas. Las sustancias simples están formadas por átomos de un solo tipo de especies, ya sea unidos o no. Las sustancias compuestas están formadas átomos de diferentes especies unidos o combinados.



*Entre partículas ocurren reacciones de unión o separación de átomos



En esta teoría, Dalton concluía que las sustancias también existían como compuestas. En la misma época, el científico Avogadro, definió el concepto de molécula como la unión entre dos o más átomos. Es así como, la teoría atómica de Dalton, se llamó **Teoría Atómica y Molecular de Dalton**, todo gracias al aporte de Avogadro.



En los años subsiguientes algunos científicos hicieron experiencias relacionada con la corriente eléctrica y los rayos catódicos. De esta manera se determinó experimentalmente, que la materia formada átomos tiene partículas con carga negativa y positiva, llamadas electrones y protones. En particular, Thomson, Goldstein y Chadwick calcularon experimentalmente la masa y a carga eléctrica de dichas subpartículas

El átomo está formado por subpartículas que tienen masa y energía:

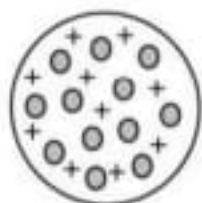
Subpartícula	Masa (g)	Signo de la carga
Electrón (e ⁻)	$9.1095 \cdot 10^{-28}$	-1
Protón (p ⁺)	$1.67252 \cdot 10^{-24}$	+1

En particular, Thomson, Goldstein y Chadwick calcularon experimentalmente la masa y a carga eléctrica de dichas subpartículas

El átomo está formado por subpartículas que tienen masa y energía:

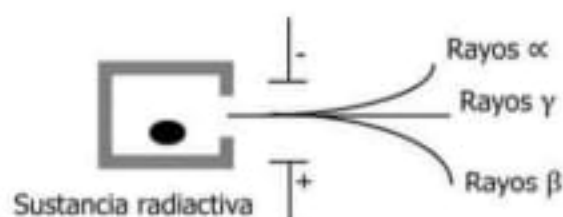
Subpartícula	Masa (g)	Signo de la carga
Electrón (e^-)	$9.1095 \cdot 10^{-28}$	-1
Protón (p^+)	$1.67252 \cdot 10^{-24}$	+1
Neutrón (n^0)	$1.67495 \cdot 10^{-24}$	0

Más tarde **Thomson**, propuso un modelo donde el átomo es una esfera uniforme y sólida eléctricamente positiva, dentro del cual están los electrones. A este modelo se lo comparó simpáticamente con un "budín con pasas", donde la masa del budín es de carga positiva y las pasas representarían los electrones incluidos en el budín, siempre considerando que la cantidad de carga positiva es la misma cantidad de carga negativa, ya que el átomo en todo su conjunto es eléctricamente neutro.



- Toda uniforme y sólida positiva
- Representa el e^-

Años después el científico **Rutherford**, hizo en su laboratorio experimentos relacionados con sustancias radiactivas. A continuación vamos a conocer una de los ensayos más importantes de Rutherford y sus conclusiones:



Se agregó en un bloque de plomo una sustancia radiactiva, cuyas emisiones o rayos se hicieron pasar por un orificio. Por fuera había dos campos magnéticos, uno positivo y otro negativo. Al pasar los rayos por el campo magnético, los rayos alfa α se desviaron hacia el polo negativo, los rayos beta β se desviaron hacia el polo positivo y los rayos gamma γ no se desviaron.

Conclusiones de Rutherford:

Las radiaciones alfa tienen partículas positivas ya que son \rightarrow Protones (p^+) atraídas por el campo magnético negativo.

Las radiaciones beta tienen partículas negativas ya que son \rightarrow Electrones (e^-) atraídas por el campo magnético positivo.

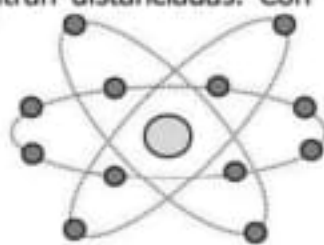
Las radiaciones gamma tienen partículas sin carga ya que no \rightarrow Neutrones (n^0) son atraídas por el campo magnético.

Modelo atómico de Rutherford

A través de sucesivos experimentos concluyó:

- La mayor parte del átomo se encuentra vacío
- La mayor parte de la masa del átomo se encuentra concentrada en el núcleo que tiene carga positiva
- Alrededor del núcleo se encuentran los electrones que tienen carga negativa
- El átomo es eléctricamente neutro, o sea la cantidad de cargas negativas es la misma cantidad de cargas positivas
- El núcleo positivo y las cargas negativas, se encuentran distanciadas. Con esto último refutó el modelo de Thomson o del "budín con pasas"

- Electrones
- Núcleo positivo



Modelo atómico actual: modelo de Bohr

Con el avance de de los estudios de la radiactividad, se buscó comprender cuál es la composición de las ondas. El estudio de la luz como onda a través de la espectroscopia, permitió estudiar también a la luz como partícula y así abrió el camino a la teoría cuántica de Planck, donde definió que un cuanto es la cantidad definida de energía que un electrón puede absorber o emitir y esto lo hace en forma de luz o calor.

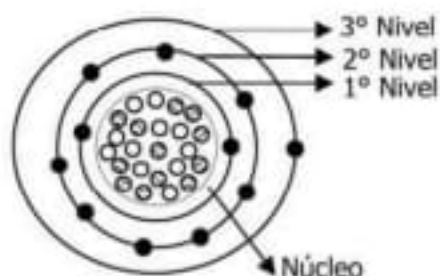
Modelo atómico actual: modelo de Bohr

Con el avance de de los estudios de la radiactividad, se buscó comprender cuál es la composición de las ondas. El estudio de la luz como onda a través de la espectroscopia, permitió estudiar también a la luz como partícula y así abrió el camino a la teoría cuántica de Planck, donde definió que un cuanto es la cantidad definida de energía que un electrón puede absorber o emitir y esto lo hace en forma de luz o calor.

Bohr concluyó que:

- Los electrones tienen una determinada cantidad de energía llamada cuanto
- Los electrones se mueven alrededor del núcleo positivo en determinadas orbitas elípticas llamadas niveles de energía u orbitales atómicos
- Los electrones se encuentran en un nivel de energía definido y mientras no absorben ni emiten energía, se dicen que los electrones se encuentran en su estado fundamental
- Si por alguna causa, los electrones son excitados energéticamente absorbiendo o liberando cuantos de energía, dichos electrones salen de su estado fundamental para saltar a otros niveles energéticos inferiores o superiores

Veamos el modelo atómico de Bohr con las conclusiones estudiadas hasta ahora:



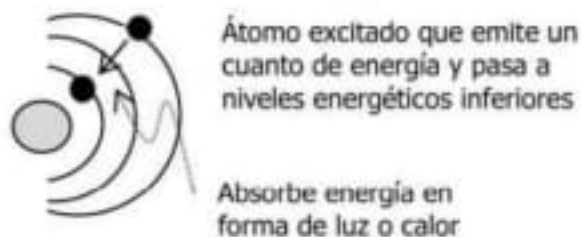
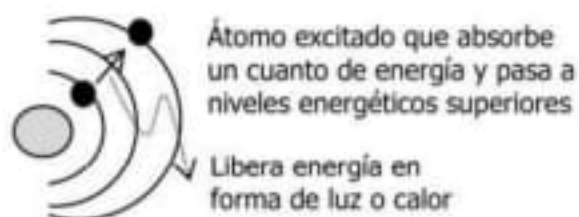
Veamos el átomo de Na (Sodio) según Bohr

$$P^+ = 11 \bigcirc$$

$$e^- = 11 \bullet$$

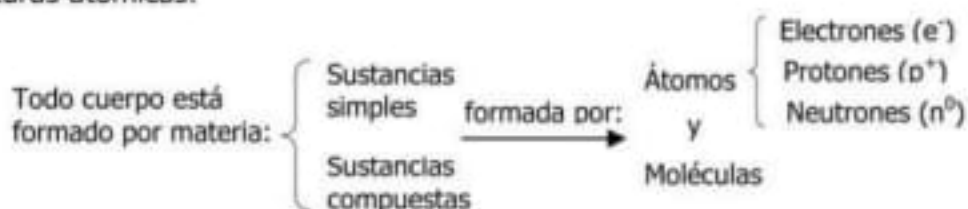
$$n^0 = 12 \odot$$

En el esquema del Sodio, el átomo se encuentra electrónicamente neutro, ya que la cantidad de cargas negativas es la misma cantidad de cargas positivas. O sea, que los electrones se encuentran en su estado fundamental. Si fuesen excitados energéticamente liberando o absorbiendo un cuanto de energía, dichos los electrones pasarían a un nivel energético superior o inferior.



Materia

Todos los cuerpos ocupan un lugar en el universo y tiene una determinada materia y energía. Si bien todos los cuerpos tienen una determinada cantidad de masa y ocupan cierto volumen, podemos decir que todos los cuerpos están formados por materia. Toda sustancia está formada por átomos y moléculas que se ordenan en lo que llamamos estructuras atómicas.



El electrón es la subpartícula de menor tamaño y está ubicado fuera del núcleo (zona extranuclear). En cambio, el protón y el neutrón están ubicados en el núcleo. El signo de la carga

del protón y del electrón son opuestas; y la carga del neutrón es cero, lo que define la neutralidad energética del átomo.

Representación del átomo

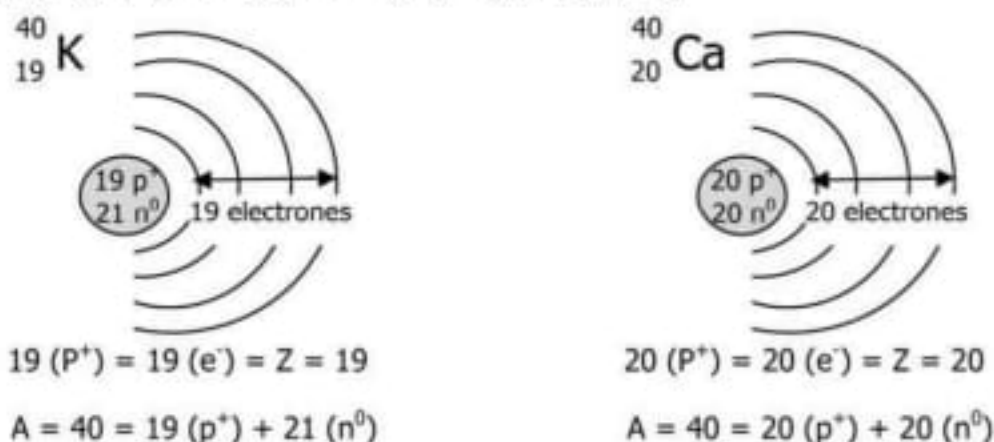
Cada átomo tiene un determinado número de protones que lo simbolizaremos como Z. Este valor de Z es característico de cada átomo (el concepto lo podemos comparar como si fuera el DNI de cada persona, el cual es único e irrepetible).
Cada átomo tiene un determinado número de masa o másico que lo simbolizaremos como A. El número de masa representa la cantidad de subpartículas que se encuentran en el núcleo del átomo, ya que número másico (A) = protones (p⁺) + neutrones (n⁰)
Representaremos a X como el símbolo del átomo en cuestión y definiremos las siguientes relaciones entre subpartículas:

Como vemos, la única diferencia entre los isótopos es el número másico (masa del núcleo) debido a que el número de neutrones entre las especies es diferente. Por eso, a estas tres especies se llaman isótopos del Carbono.

Isóbaros

Cuando las especies tienen el mismo A (masa del núcleo) y la única diferencia entre ellas es el valor de Z (número de protones), a estas especies se llaman isóbaros.

Representación de átomos isóbaros: K (potasio) y Ca (calcio)



Concepto de uma (unidad de masa atómica)

Veamos el isótopo de ${}_{47}^{109}\text{Ag}$ cuya masa del átomo es $1.808 \cdot 10^{-22}$ g

No es posible medir con una balanza semejante número tan pequeño (la cifra sería algo así como 0,0000000000000000000000001808 g). Es infinitamente pequeña esta masa del Ag. Entonces para poder trabajar en cálculos con las masas de los átomos pero sin usar decimales y números tan pequeños, se estableció la medida de relación $1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-24}$ g

Entonces, cuál es la masa del Ag expresada en uma?

$$1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ uma}$$

$$1,808 \cdot 10^{-22} \text{ g} \longrightarrow X \longrightarrow \boxed{X = 108,91 \text{ uma}}$$

Siempre recordá que esto significa que el Ag es 108,91 veces más pesado que 1 uma

Es lo mismo que pensar: si yo peso 50kg quiere decir que peso 50 veces más que 1 kg.

La uma es una unidad de conversión para evitar trabajar con números tan pequeños de notación científica.

Como decíamos, los 118 átomos se encuentran en la naturaleza, y los llamamos a cada uno: elementos. El elemento es una mezcla natural de diferentes isótopos que se encuentran en la naturaleza. En la naturaleza hay diferentes proporciones de cada uno de los isótopos.

Por ejemplo,

${}_{47}^{107}\text{Ag}$ La abundancia en la naturaleza es 51.94% con masa de 106,95 uma

${}_{47}^{109}\text{Ag}$ La abundancia en la naturaleza es 46.06% con masa de 108,913 uma

Pero yo quiero saber la masa promedio del elemento Ag entre todas sus isótopos naturales, por lo cual tendré que hacer:

$$\text{Masa promedio de Ag (uma)} = \frac{51,94\% \cdot 106,95 \text{ uma} + 46,06\% \cdot 108,913 \text{ uma}}{100\%} = 107,87 \text{ uma}$$

Obviamente el resultado está entre 106 y 108 ya que yo quería buscar un valor promedio de masa. De esta manera obtuve la masa del elemento Ag en uma, lo cual nos va a servir para conocer la masa de cada átomo según la Tabla Periódica.

La **masa atómica relativa** (Ar) es la relación entre la masa del elemento expresada en uma y 1 uma

$$\text{Ar (Ag)} = \frac{107,8 \text{ uma}}{1 \text{ uma}} = 107,8 \text{ (este valor es la masa atómica relativa que figura en la Tabla Periódica)}$$

Ee relativa porque indica la cantidad de veces que es más pesado que 1 uma. Como vemos, la unidad uma se cancela y resulta ser que el Ar no tiene unidades.

Iones

El ión es una partícula cargada eléctricamente positiva o negativa. Hay de dos formas:

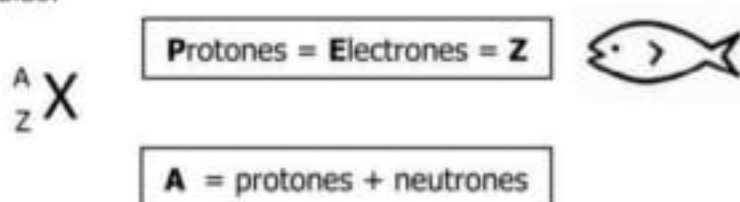
del protón y del electrón son opuestas; y la carga del neutrón es cero, lo que define la neutralidad energética del átomo.

Representación del átomo

Cada átomo tiene un determinado número de protones que lo simbolizaremos como Z. Este valor de Z es característico de cada átomo (el concepto lo podemos comparar como si fuera el DNI de cada persona, el cual es único e irreplicable)

Cada átomo tiene un determinado número de masa o másico que lo simbolizaremos como A. El número de masa representa la cantidad de subpartículas que se encuentran en el núcleo del átomo, ya que número másico (A) = protones (p⁺) + neutrones (n⁰)

Representaremos a X como el símbolo del átomo en cuestión y definiremos las siguientes relaciones entre subpartículas:



Ejemplo:



En la Tabla Periódica, el oxígeno está ubicado en la posición 8, o sea, tiene 8 protones en su núcleo (Z= 8). Recordemos que el átomo es eléctricamente neutro, o sea, que la cantidad de cargas positivas es igual a la cantidad de cargas negativas

8 (P⁺) = 8 (e⁻) = Z

También podemos encontrar en la tabla, el numero másico (A=16) correspondiente a la suma de protones y neutrones que se hallan en el núcleo.

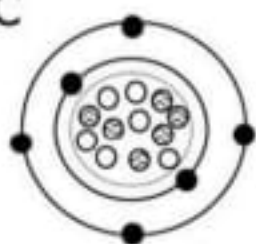
16 = 8 (p⁺) + 8 (n⁰)

En la Tabla Periódica hay 118 átomos diferentes ordenados según su número de protones (Z); es como si fueran 118 personas distintas con sus respectivos DNI. Por lo tanto, no podrían haber dos iguales átomo de distintas especies con el mismo Z, como no hay dos personas diferentes con el mismo número de DNI.

Isótopos

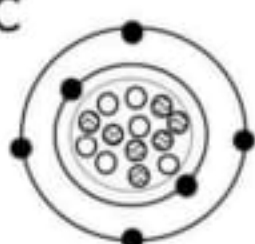
En la naturaleza que una misma especie o tipo de átomo puede tener isótopos. O sea, son átomos con el mismo número de protones (Z), pero distinto número másico (A).

Ejemplo: Veamos los isótopos de Carbono. En los tres isótopos, el átomo es eléctricamente neutro (p⁺=e⁻)



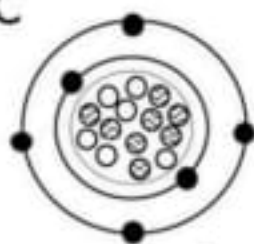
P⁺ = 6 ○
e⁻ = 6 ●
n⁰ = 6 ☉

6 (P⁺) = 6 (e⁻) = Z = 6
A = 12 = 6 (p⁺) + 6 (n⁰)



P⁺ = 6 ○
e⁻ = 6 ●
n⁰ = 7 ☉

6 (P⁺) = 6 (e⁻) = Z = 6
A = 13 = 6 (p⁺) + 7 (n⁰)



P⁺ = 6 ○
e⁻ = 6 ●
n⁰ = 8 ☉

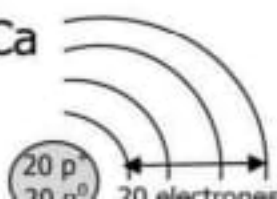
6 (P⁺) = 6 (e⁻) = Z = 6
A = 14 = 6 (p⁺) + 8 (n⁰)

Como vemos, la única diferencia entre los isótopos es el número másico (masa del núcleo) debido a que el número de neutrones entre las especies es diferente. Por eso, a estas tres especies se llaman isótopos del Carbono.

Isóbaros

Cuando las especies tienen el mismo A (masa del núcleo) y la única diferencia entre ellas es el valor de Z (número de protones), a estas especies se llaman isóbaros.

Representación de átomos isóbaros: K (potasio) y Ca (calcio)



Pero yo quiero saber la masa promedio del elemento Ag entre todas sus isótopos naturales, por lo cual tendré que hacer:

$$\text{Masa promedio de Ag (uma): } \frac{51,94\% \cdot 106,95 \text{ uma} + 46,06\% \cdot 108,913 \text{ uma}}{100\%} = 107,87 \text{ uma}$$

Obviamente el resultado está entre 106 y 108 ya que yo quería buscar un valor promedio de masa. De esta manera obtuve la masa del elemento Ag en uma, lo cual nos va a servir para conocer la masa de cada átomo según la Tabla Periódica.

La **masa atómica relativa** (A_r) es la relación entre la masa del elemento expresada en uma y 1 uma

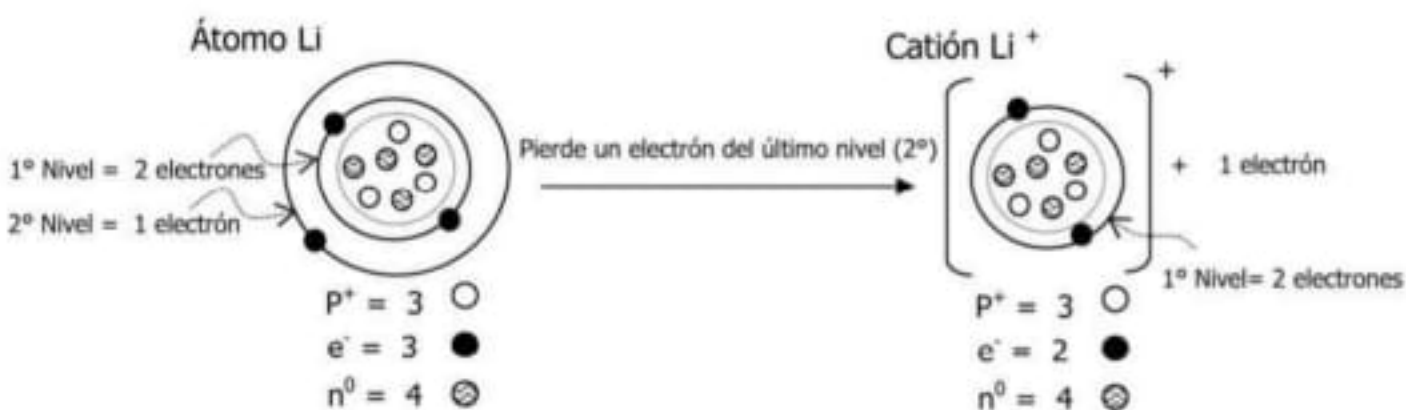
$$A_r(\text{Ag}) = \frac{107,8 \text{ uma}}{1 \text{ uma}} = 107,8 \text{ (este valor es la masa atómica relativa que figura en la Tabla Periódica)}$$

Es relativa porque indica la cantidad de veces que es más pesado que 1 uma. Como vemos, la unidad uma se cancela y resulta ser que el A_r no tiene unidades.

Iones

El ión es una partícula cargada eléctricamente positiva o negativa. Hay de dos formas:

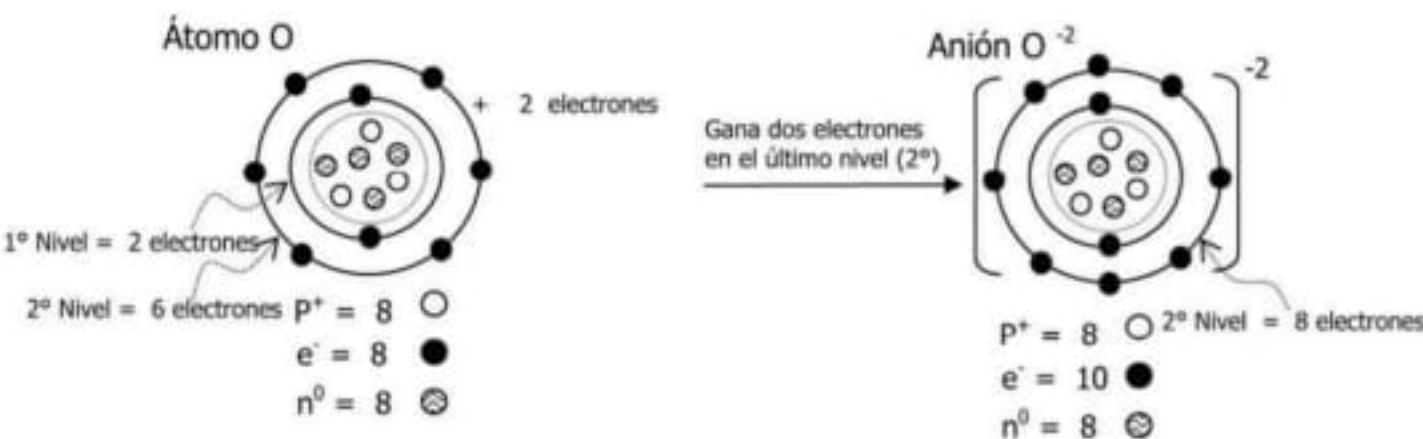
- Iones
- Cationes → Carga eléctrica positiva → Ocurre en los átomos del grupo de los metales
 - Aniones → Carga eléctrica negativa → Ocurre en los átomos del grupo de los no metales



Para entender la formación de **cationes** tenemos que aprender **la regla del octeto**, que dice que siempre se **pierden** tantos electrones sean necesarios para:

*Dejar completo el nivel anterior (dejando 2 e⁻ si es 1° nivel o dejar 8 e⁻ si son los demás niveles)

Por eso, el átomo de Litio pierde 1 e⁻, o sea, pasa de tener 3 e⁻ a tener 2 e⁻ (3-1=2) - Así deja completo su octeto



Para entender la formación de **aniones** tenemos que aprender **la regla del octeto**, que dice que siempre se **ganan** tantos electrones sean necesarios para:

*Completar el nivel superior o último (llegar a 2 e⁻ si es 1° nivel o llegar a 8 e⁻ si son los demás niveles)

Por eso, el átomo de Oxígeno gana 2 e⁻, o sea, pasa de tener 6 e⁻ a tener 8 e⁻ (6+2=8) - Así completa su octeto

Completar las siguientes oraciones según lo estudiado:

- 1) Dalton concluyó que el átomo era.....