TEMA: ¿EXISTE ALGÚN MATERIAL QUE NO ESTÉ CON CONSTITUIDO POR ÁTOMOS?

Clase: _____ **Nombre:** _____

INTRODUCCIÓN. ¿Existe algún material que no esté consttuido por átomos?

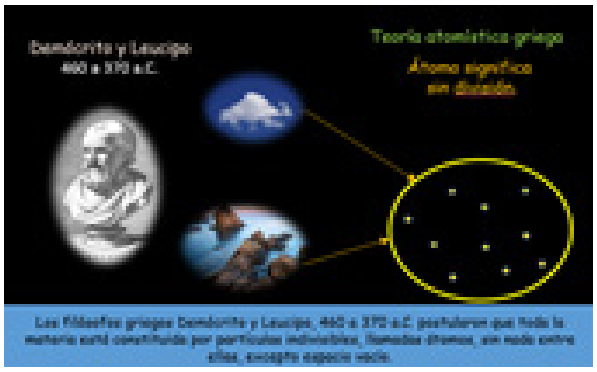
A diario observamos diferentes clases de materia, en la naturaleza, en nuestra vida diaria, cada ser vivo, cada componente del medio natural, tiene unas características especiales. Es bueno preguntarnos ¿Existe algún material que no esté constituido por átomos?

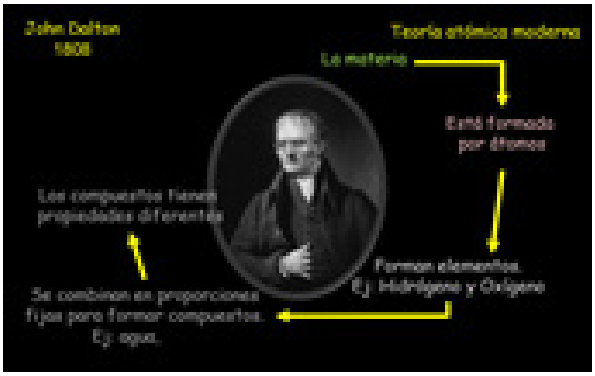
Vamos a analizar las imágenes que aparecen a continuación y a elaborar conclusiones relacionadas con el contenido de cada una.

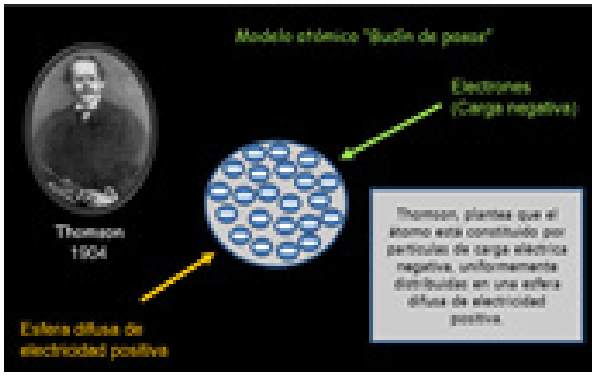


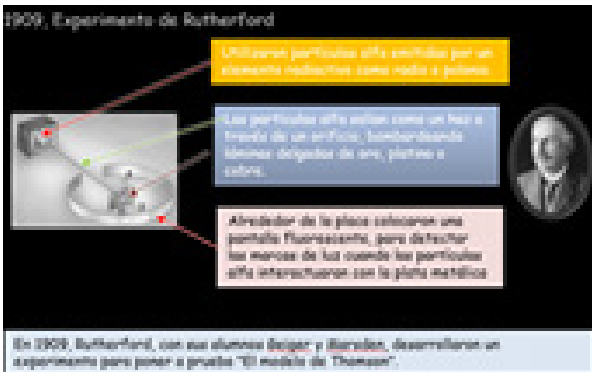


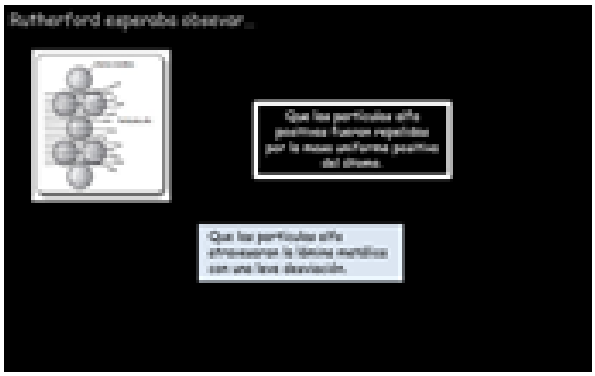


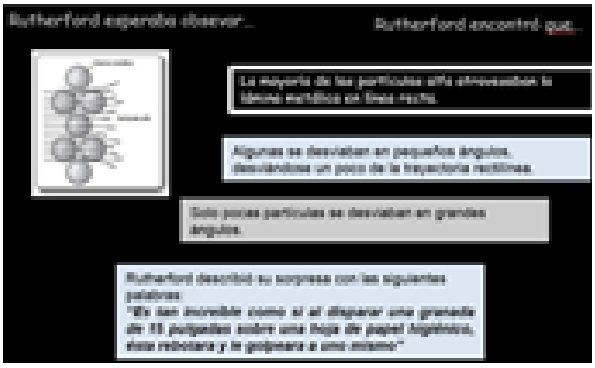


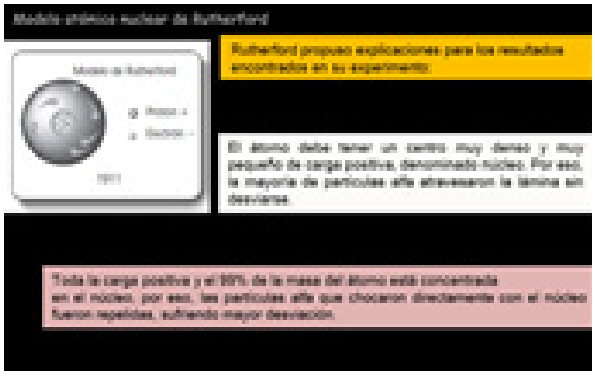

John Dalton
1808
Teoría atómica moderna
La materia
Está formada por átomos
Forman elementos. Ej: Hidrógeno y Oxígeno
Se combinan en proporciones fijas para formar compuestos. Ej: agua.
Los compuestos tienen propiedades diferentes

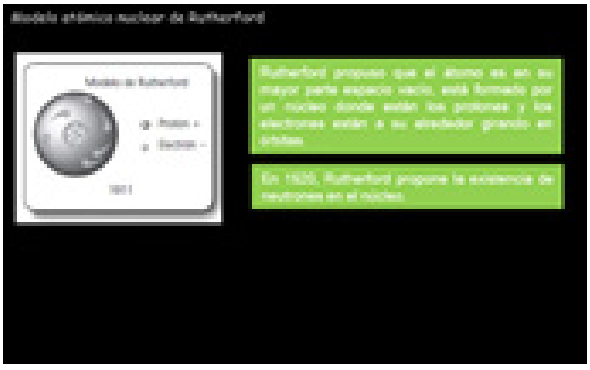

Modelo atómico "Budín de pasas"
Electrones (Carga negativa)
Thomson
1904
Esfera difusa de electricidad positiva
Thomson, plantea que el átomo está constituido por partículas de carga eléctrica negativa, uniformemente distribuidas en una esfera difusa de electricidad positiva.


1909, Experimento de Rutherford
Utilizaron partículas alfa emitidas por un elemento radioactivo como radio o polonio.
Las partículas alfa salían como un haz a través de un orificio, bombardeando láminas delgadas de oro, platino o cobre.
Alrededor de la placa colocaron una pantalla fluorescente, para detectar las marcas de luz cuando las partículas alfa interactuaron con la placa metálica
En 1909, Rutherford, con sus alumnos Geiger y Marsden, desarrollaron un experimento para poner a prueba "El modelo de Thomson".


Rutherford esperaba observar...
Que las partículas alfa positivas fueran repelidas por la masa uniforme positiva del átomo.
Que las partículas alfa atravesaran la lámina metálica con una leve desviación.

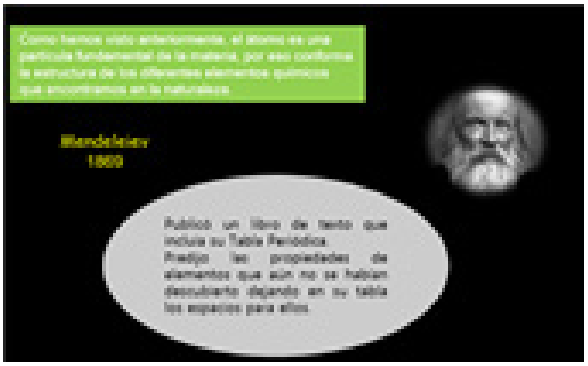

Rutherford esperaba observar...
Rutherford encontró que...
La mayoría de las partículas alfa atravesaban la lámina metálica en línea recta.
Algunas se desviaban en pequeños ángulos, desviándose un poco de la trayectoria rectilínea.
Solo pocas partículas se desviaban en grandes ángulos.
Rutherford describió su sorpresa con las siguientes palabras:
"Es tan increíble como si al disparar una granada de 15 pulgadas sobre una hoja de papel higiénico, esta rebotara y le golpeara a uno mismo"

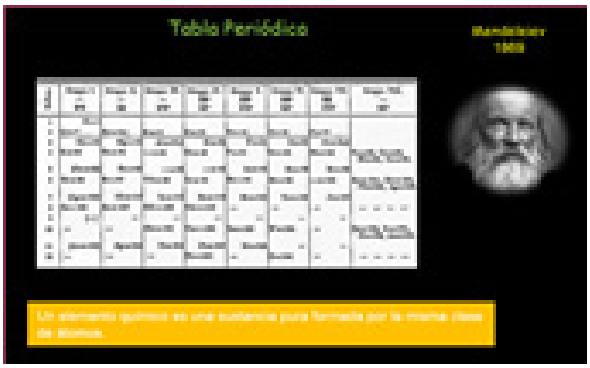

Modelo atómico nuclear de Rutherford
Rutherford propuso explicaciones para los resultados encontrados en su experimento
El átomo debe tener un centro muy denso y muy pequeño de carga positiva, denominado núcleo. Por eso, la mayoría de partículas alfa atravesaron la lámina sin desviarse.
Toda la carga positiva y el 99% de la masa del átomo está concentrada en el núcleo, por eso, las partículas alfa que chocaron directamente con el núcleo fueron repelidas, sufriendo mayor desviación.

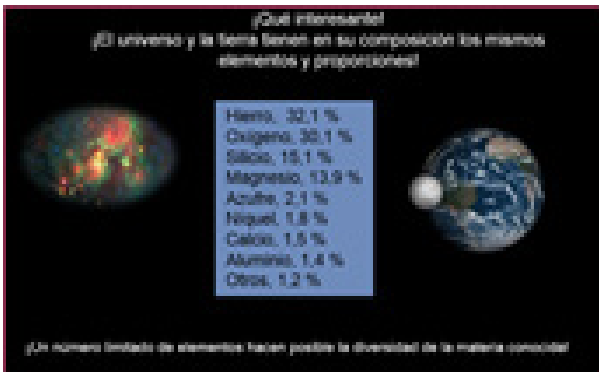

Modelo atómico nuclear de Rutherford
Rutherford propuso que el átomo es en su mayor parte espacio vacío, está formado por un núcleo donde están los protones y los electrones están a su alrededor girando en órbitas.
En 1920, Rutherford propone la existencia de neutrones en el núcleo.

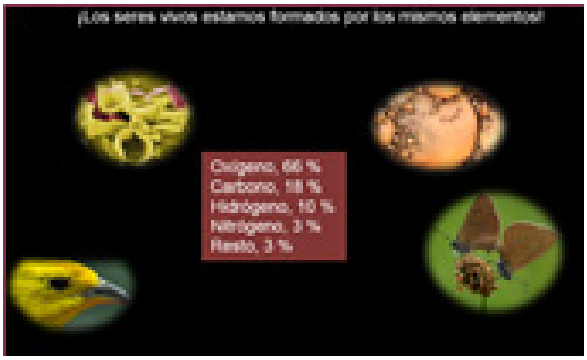

Modelo atómico planetario de Bohr
Este científico aplicó la Teoría Cuántica formulada en 1900 por Max Planck, a la teoría atómica. Fundamentó sus estudios en el átomo de hidrógeno. Bohr postuló que:
Los electrones solo pueden estar ocupando una órbita fija, según la energía que poseen, denominado nivel de energía, se representan por números arábigos del 1 al 7, o por las letras K, L, M, N, O, P y Q.


Modelo atómico planetario de Bohr
En cada órbita, los electrones tienen un valor de energía definido. La energía aumenta del interior al exterior del átomo.
Cuando un electrón absorbe espontáneamente energía de una fuente externa como el sol, salta a un nivel superior sin ocupar posiciones intermedias, corresponde al espectro de absorción, luego retorna a su estado inicial, liberando la energía en forma de fotones, es el espectro de emisión.


Como hemos visto anteriormente, el átomo es una partícula fundamental de la materia, por eso conforma la estructura de los diferentes elementos químicos que encontramos en la naturaleza.
Mendeleiev
1869
Publicó un libro de texto que incluía su Tabla Periódica.
Predijo las propiedades de elementos que aún no se habían descubierto dejando en su tabla los espacios para ellos.


Tabla Periódica
Mendeleiev
1869
Un elemento químico es una sustancia pura formada por la misma clase de átomos.


¡Qué interesante!
¡El universo y la tierra tienen en su composición los mismos elementos y proporciones!
Hierro, 32,1 %
Oxígeno, 30,1 %
Silicio, 15,1 %
Magnesio, 13,9 %
Azufre, 2,1 %
Níquel, 1,8 %
Calcio, 1,5 %
Aluminio, 1,4 %
Otros, 1,2 %
¡Un número limitado de elementos hacen posible la diversidad de la materia conocida!


¡Los seres vivos estamos formados por los mismos elementos!
Oxígeno, 66 %
Carbono, 18 %
Hidrógeno, 10 %
Nitrógeno, 3 %
Resto, 3 %


¡Todo lo que nos rodea está hecho de átomos!

1932 – 1985	1979	Identificación de átomos individuales	Samuel Hurst (estadounidense	Utilizó una técnica basada en láser para detectar e identificar átomos individuales de todos los elementos menos cuatro.
	1985	Grafito	Gerd Binning (alemán)	Elaboró un mapa de la superficie del grafito con un microscopio de fuerza atómica (AFM) hecho a partir de un microscopio de barrido de efecto túnel (STM).

1.2 ENCUENTRO DE CIENTÍFICOS EN EL TIEMPO

La actividad tiene como finalidad propiciar una forma creativa, activa, dinámica y significativa de desarrollar las distintas inteligencias mientras aprendemos acerca de la Evolución de la Teoría Atómica.

A partir del análisis de la tabla anterior sobre la Evolución de la Teoría Atómica, vamos a organizar por pequeños grupos de 5 estudiantes, una dramatización teniendo en cuenta las siguientes orientaciones:

•Cada grupo de estudiantes elige 5 científicos que hayan existido en épocas distantes. Se recomienda tener cuidado de no repetir científicos entre los grupos.

•Cada estudiante va a asumir la identidad de un científico de los que eligió su grupo de trabajo.

•Con base en la información inicial que obtienen de la línea de tiempo, cada grupo de estudiantes va a profundizar la consulta en torno a las vidas y obras de los científicos que eligieron, teniendo en cuenta:

• Elegir y describir las características de un lugar y tiempo de encuentro de los 5 científicos.

• Crear a manera de dramatización, un diálogo histórico entre estos 5 personajes de la ciencia.

• Generar un espacio en este diálogo, para que los científicos compartan con los demás las características geográficas de la región donde desarrollaron su vida y aspectos de su vida personal y familiar.

• Incluir en la dramatización una muestra de la música y el baile predominante en la época histórica.

• Incluir en la dramatización diálogos acerca de los problemas, eventos históricos o culturales más importantes en la época en que existieron los científicos.

• Crear posters, carteleras, presentaciones, etc. para que cada científico explique a los demás su principal aporte científico.

• De ser posible, si no representa riesgo, reproducir el experimento que consideran fue el más importante de cada científico y si no es posible buscar la forma adecuada de explicar su principal aporte.

1.3.5.12 EJERCICIOS SOBRE CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Vamos a aplicar los aprendizajes adquiridos resolviendo los siguientes ejercicios:
Para los elementos, Magnesio, Cloro, Aluminio, Azufre y Fósforo, determinamos lo siguiente:

Elemento	Símbolo	Número Atómico Z	Metal	No Metal	Metaloide
Magnesio					
Cloro					
Aluminio					
Azufre					
Fósforo					

Completamos la configuración electrónica extendida y abreviada, para cada átomo, representando los electrones en los orbitales mediante flechas con spin contrario, utilizamos un color diferente para representar los electrones de valencia de cada átomo

Luego analizamos la configuración electrónica para cada átomo y determinamos su ubicación en el sistema periódico.

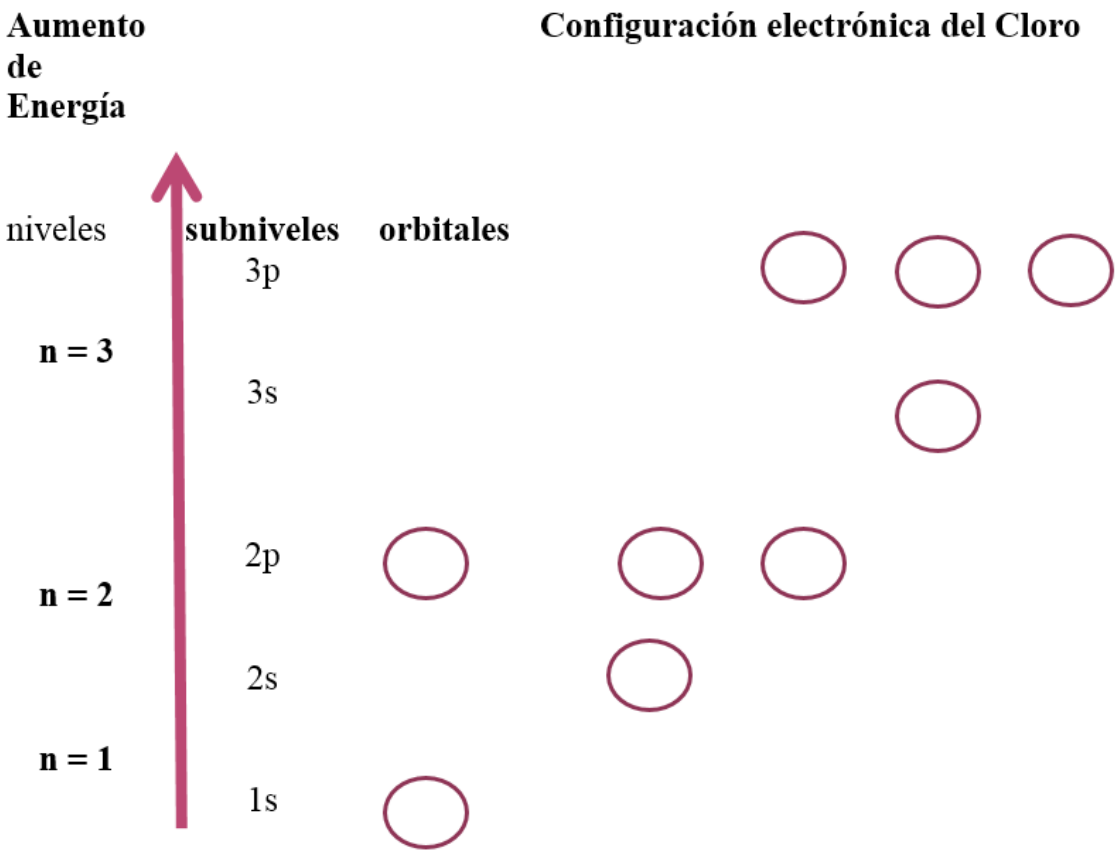
Al terminar el ejercicio, sustentamos y verificamos el análisis realizado, comparando con la Tabla Periódica.

Configuración electrónica extendida del Magnesio	Configuración abreviada del Magnesio

Análisis de la configuración electrónica del Magnesio

Análisis	Respuesta	Justificación
Región		
Período		
Grupo		
Familia		

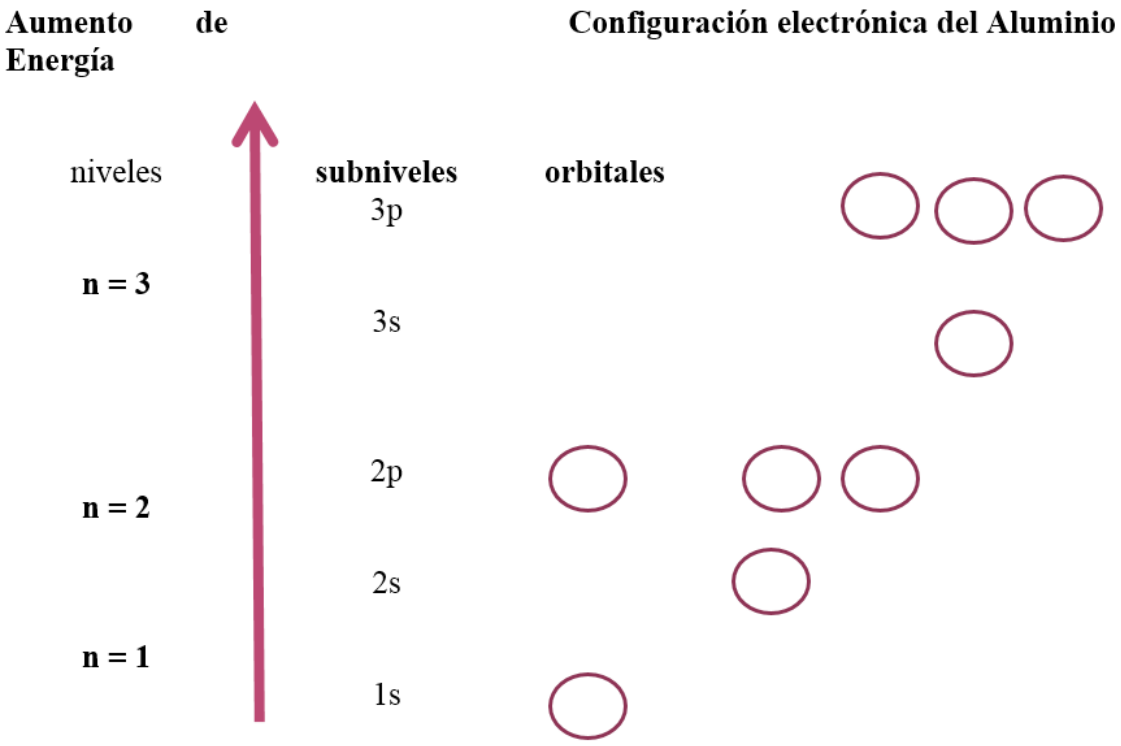
Configuración electrónica extendida del Cloro	Configuración abreviada del Cloro



Análisis de la configuración electrónica del Cloro

Análisis	Respuesta	Justificación
Región		
Período		
Grupo		
Familia		

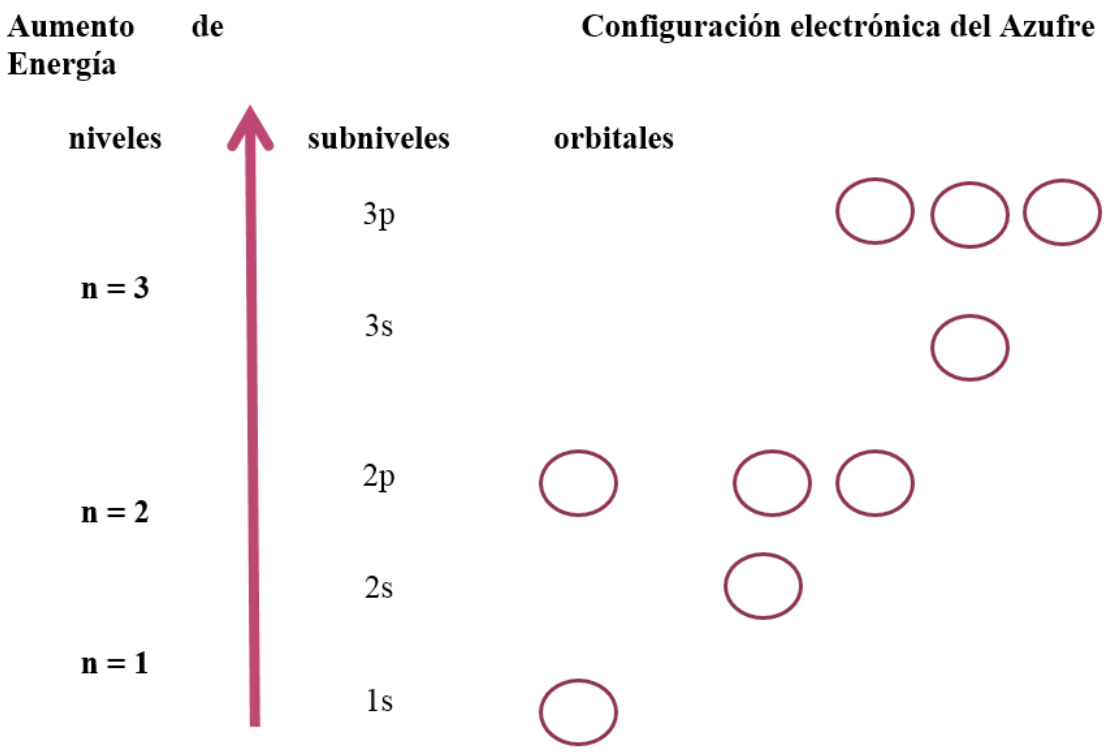
Configuración electrónica extendida del Aluminio	Configuración abreviada del Aluminio



Análisis de la configuración electrónica del Aluminio

Análisis	Respuesta	Justificación
Región		
Período		
Grupo		
Familia		

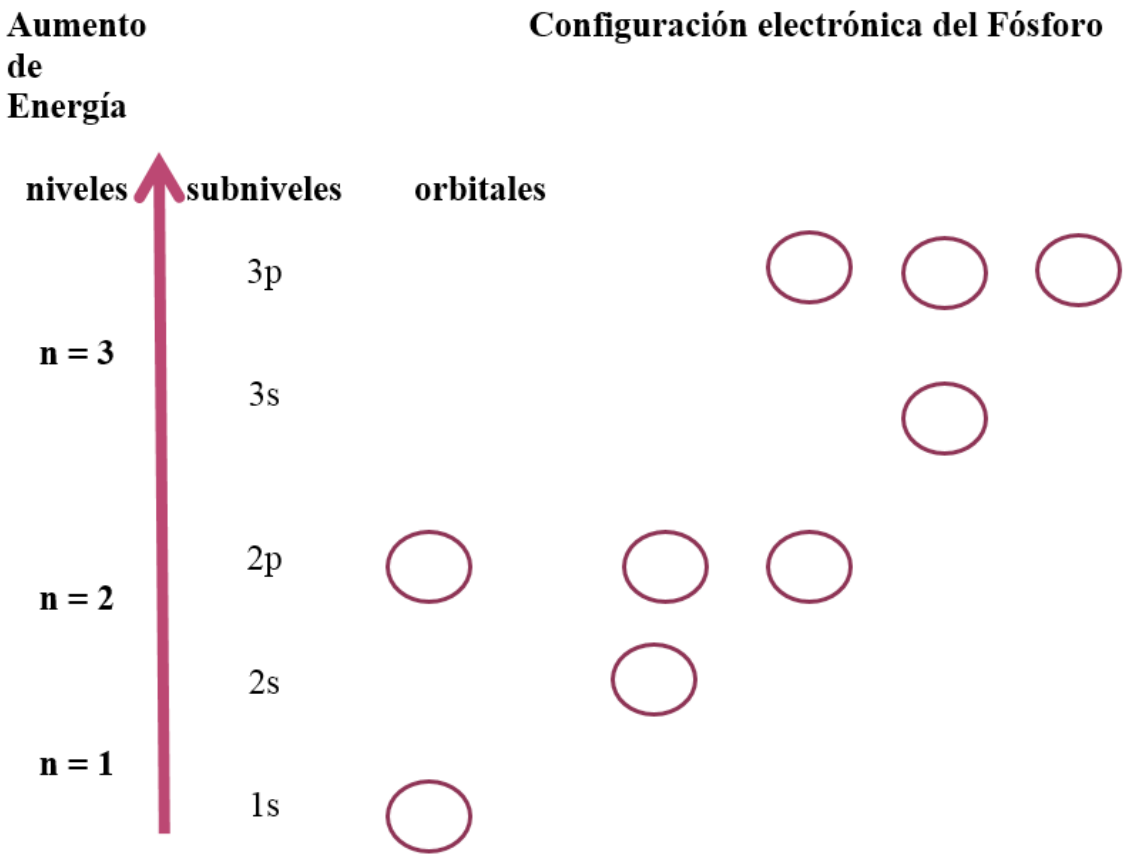
Configuración electrónica extendida del Azufre	Configuración abreviada del Azufre



Análisis de la configuración electrónica del Azufre

Análisis	Respuesta	Justificación
Región		
Período		
Grupo		
Familia		

Configuración electrónica extendida del Fósforo	Configuración abreviada del Fósforo



Análisis de la configuración electrónica del Fósforo

Análisis	Respuesta	Justificación
Región		
Período		
Grupo		
Familia		

1.3.5.13 EJERCICIO EL ÁTOMO Y SUS PROPIEDADES

En cada ejercicio encontramos información relacionada con un elemento químico y su símbolo atómico. A partir de esta información, vamos a determinar las propiedades atómicas: número atómico, número másico, número de protones, número de electrones, número de neutrones.

Elemento	Información	Símbolo Atómico	Propiedades	
Estroncio	Si un individuo consumió alimentos cultivados y cosechados localmente, las relaciones de sus isótopos del estroncio en su dentadura serán reflejo de la región geológica que habitó.		Z =	
			A =	
			P^+ =	
			e^- =	
			n^0 =	
Carbono	El análisis de isótopos estables, como el Carbono 13, ofrece información para discutir los tipos de dietas consumidas por las poblaciones humanas.		Z =	
			A =	
			P^+ =	
			e^- =	
			n^0 =	

Rubidio	La edad de las rocas y de los minerales puede determinarse midiendo en ellos la acumulación de los productos aparecidos a causa de la desintegración radiactiva. El rubidio se usan con frecuencia para datar rocas formadas por minerales corrientes, como granitos		Z =	
			A =	
			P^+ =	
			e^- =	
			n^0 =	

ACTIVIDAD 2. ¿Cómo se forman los iones y las moléculas?

Más del 99% de la materia reside en los núcleos atómicos; la materia que observamos a diario, está formada por núcleos con vida larga, mientras que en el universo se forman núcleos con vida muy corta. Actualmente en los laboratorios de partículas se crean estos núcleos para ser estudiados.

Seguramente nos preguntamos ¿por qué los protones y neutrones se quedan unidos en el núcleo?

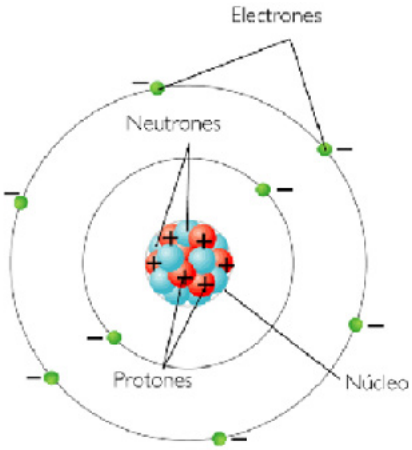


Figura 34. Átomo neutro.

Los protones identifican un elemento, tienen carga positiva y de acuerdo con la ley de Coulomb las cargas iguales se repelen y las contrarias se atraen, los protones siendo de carga positiva originan una fuerza de repulsión considerable dada la cercanía en que están dentro del núcleo atómico, esta fuerza tiende a romper el núcleo y los neutrones son necesarios para darle estabilidad al núcleo. Además de las fuerzas de repulsión, hay fuerzas de atracción entre protones y neutrones debidas a interacciones nucleares.

Recordemos que la interacción fuerte ocurre en el núcleo atómico y se debe al intercambio de gluones, los cuales son las partículas portadoras de la interacción, que los gluones son partículas sin masa y que junto con los quarks son inobservables directamente porque se encuentran confinados en los hadrones; esta fuerza fuerte mediada por los gluones, mantiene unido el núcleo del átomo, por eso los protones y neutrones permanecen confinados en el núcleo atómico.

Los elementos de número atómico bajo son más estables porque tienen igual número de protones y neutrones, a mayor número de protones se requieren más neutrones para que a través de la fuerza nuclear fuerte se logre mantener la estabilidad del núcleo.

2.1 ¿QUÉ PRINCIPIOS EXPLICAN LA FORMACIÓN DE IONES Y MOLÉCULAS?

En el curso anterior empezamos a aprender acerca de cómo se unen los átomos para formar moléculas, estudiamos la Ley del Octeto, la Electronegatividad, aprendimos también cómo se forman los iones cuando dos átomos se combinan mediante el enlace iónico.

En la naturaleza se observa que buena parte de la materia conocida y de los seres que la conforman, están constituidos por elementos que se encuentran en los primeros cuatro períodos de la Tabla Periódica, los cuáles se combinan de distintas formas para constituir aniones, cationes y moléculas, unidades fundamentales de los compuestos químicos.

Los elementos que forman parte de la materia viva se llaman biogenéticos, C, H, O, N, P, S, Cl, Na, K, Mg, Fe, Si, Al, entre otros, forman moléculas inorgánicas y orgánicas que constituyen la materia viva.

La química es el lenguaje de la naturaleza, nos interesa profundizar en los principios que explican la formación de iones y moléculas, de manera que podamos comprenderlos, relacionarlos y aplicarlos.

Como siempre abordamos con mucho interés los aprendizajes propuestos, entendiendo que estamos construyendo las bases para aprendizajes futuros de mayor complejidad.

2.1.1 Electronegatividad

Hemos estudiado en el curso anterior la propiedad atómica electronegatividad. Acerca de esta propiedad atómica es importante tener en cuenta lo siguiente:

- Se define como la medida de la atracción que ejerce un átomo sobre los electrones comprometidos en un enlace.
- El científico Linus Pauling, estudió esta propiedad y definió una escala de electronegatividad, en la cual el Flúor tiene la mayor electronegatividad con un valor de 4.
- Sabemos que conocer el valor de electronegatividad de dos átomos que se enlazan nos ayuda a predecir si el enlace que forman es predominantemente iónico cuando

la diferencia de electronegatividad entre los dos átomos es mayor de 1,7, o por el contrario, predominantemente covalente si la diferencia de electronegatividad es menor de 1,7.

- Analizamos la forma como varía la electronegatividad en el sistema periódico, determinando que para los elementos que ocupan un mismo período la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha, siendo los más electronegativos los elementos que están más a la derecha de la tabla periódica y que para los elementos de un mismo grupo o familia, la electronegatividad aumenta de abajo hacia arriba, siendo los más electronegativos los que se encuentran en la parte superior del grupo.

Es importante tener en cuenta que en el proceso de elaboración de la fórmula de un compuesto químico, los elementos menos electronegativos se colocan a la izquierda de la fórmula, los de electronegatividad media en la parte intermedia y los más electronegativos se colocan a la derecha.

2.1.2 Ley del octeto

Formulada por Lewis, plantea que todo átomo tiende a adquirir la estructura o configuración electrónica del gas noble (ocho electrones en el nivel de energía más externo) que le queda más cercano en el sistema periódico, ya sea ganando, perdiendo o compartiendo sus electrones de valencia.

2.1.3 Valencia

Podemos definir valencia como la capacidad de combinación que posee un átomo o el número de enlaces simples que está en capacidad de formar.

En el curso anterior analizamos que son los electrones de valencia que posee un átomo en su nivel de energía más externo, los que determinan sus propiedades químicas y su comportamiento en las reacciones, también analizamos que los elementos que pertenecen a un mismo grupo o familia en el sistema periódico tienen el mismo número de electrones de valencia y poseen propiedades químicas semejantes.

Comprendemos entonces que el número de enlaces simples que un átomo puede formar depende del número de electrones de valencia que posea y que utilice en determinado enlace, lo cual define su valencia.

De forma sencilla podemos elaborar para los elementos de los Gupos o Familias A, la siguiente tabla de valencias:

GRUPO	VALENCIAS
IA	1
IIA	2
IIIA	1, 3
IVA	2, 4
VA	1, 3, 5
VIA	2, 4, 6
VIIA	1, 3, 5, 7

2.1.4 Número de Oxidación (Nox)

Se define como la carga aparente que presenta un átomo en una molécula, Moeller, en 1952, dice que si el número de oxidación es:

- Positivo, significa el número de electrones que debe añadirse a un catión para convertirlo en un átomo neutro.
- Negativo, significa el número de electrones que debe eliminarse de un anión para convertirlo en un átomo neutro.

Generalmente el Nox y la valencia tienen el mismo valor absoluto porque coinciden en el número, la diferencia es que la valencia no tiene signo porque se refiere al número de enlaces simples que el átomo forma, mientras que el Nox sí tiene signo + ó -, según sea la carga aparente del átomo en la molécula.

El número de oxidación, lo abreviamos como Nox y es fundamental en la formulación de compuestos químicos, existen reglas que debemos tener en cuenta para asignarlo, analicemos la tabla 9.

Reglas para obtener el número de oxidación, Nox, de un elemento en un compuesto o ion (Holleran, 1980).

Regla	*Ejemplos*
1. El número de oxidación de cualquier elemento es cero.	H_2, O_2, K, Cu, Ar
2. El número de oxidación de cualquier ion atómico es igual a su carga.	ion bromuro Br^-, Nox = 1– ion plata Ag^+, Nox = 1+
3. El número de oxidación del hidrógeno siempre es 1+, excepto en los hidruros metálicos donde es 1–.	CH_4, hidrógeno Nox = 1+ NaH, hidrógeno Nox = 1–
4. El número de oxidación del oxígeno siempre es 2–, excepto en los peróxidos, donde es 1–. Otra excepción se presenta en los compuestos con F.	H_2O, oxígeno Nox = 2– H_2O_2, oxígeno Nox es 1–.
5. La suma de los numeros de oxidación de todos los elementos de un compuesto debe ser cero y los de un ion suman la carga del mismo.	H_2O, 2(+1) + 1(–2) = 0 CO_3^{2-}, 1(+4) + 3(–2) = 2
6. En las combinaciones binarias o ternarias entre metales y no-metales, el metal tiene Nox positivo y, por lo general, igual al grupo de la tabla periódica donde se encuentra (de acuerdo con la última convención de la IUPAC, si el grupo pasa de 10, se le resta 10).	NaF, Nox del Na = 1+, Nox del F = 1– MgS, Nox del Mg = 2+, Nox del S = 2–

Tabla 9. Reglas para asignar Números de Oxidación.

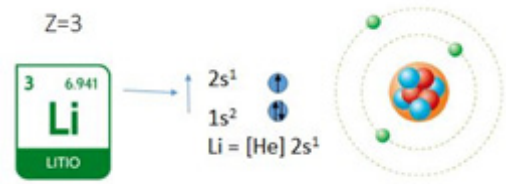
2.1.5 Fórmulas químicas

Así como los elementos químicos se representan por símbolos, los compuestos químicos se representan por fórmulas.

La fórmula química es una representación de la molécula o unidad estructural de un compuesto, en la cual se indica la cantidad o proporción de cada átomo en la formación del compuesto.

2.2 FORMACIÓN DE IONES

Vamos a analizar cómo se forman los iones y cómo se forma una molécula a partir de los iones.



El Litio, tiene número atómico, Z, 3., por consiguiente, según su configuración electrónica, posee en su núcleo, tres protones y tres neutrones; en la periferia del átomo, posee tres electrones, 2 ubicados en el orbital s del nivel 1 y posee 1 electrón de valencia en el nivel 2.

Recordemos que para denotar la configuración electrónica de un átomo, de forma abreviada, se utiliza el símbolo del gas noble que antecede al elemento en el sistema periódico más los subniveles que le hagan falta a nuestro elemento. En este caso sería Helio más 2s1.

Analizamos la configuración electrónica del Litio, relacionándola con su ubicación en la Tabla Periódica, podemos deducir que:

Su nivel de energía más externo es 2, por lo cual, está en el período 2.
Posee 1 electrón de valencia, por lo cual, pertenece al Grupo IA.
El subnivel de mayor energía del nivel más externo es s, por lo cual se ubica en la región s.

Puesto que está ubicado en la izquierda de la Tabla Periódica, deducimos que su electronegatividad es baja y tiende a perder con facilidad su electrón de valencia, adquiriendo la estructura del Helio, el gas noble más cercano en el sistema periódico.

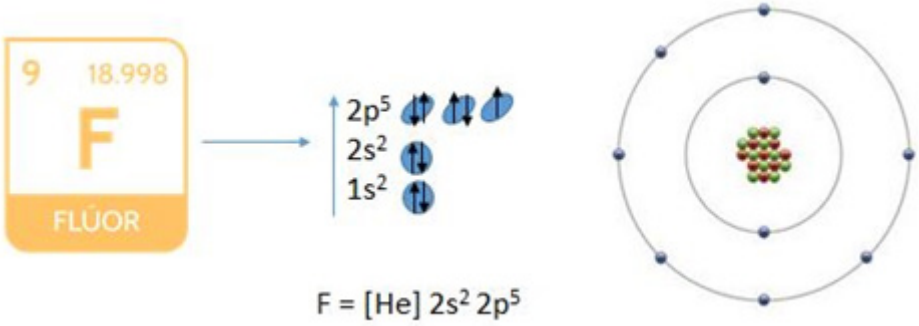


El átomo de Litio queda con 3 protones (+) en el núcleo y 2 electrones (-) en la periferia, lo cual, da un balance de carga: +3-2 = +1
El átomo de Litio perdió su electrón de valencia y se convirtió en el catión Li+1



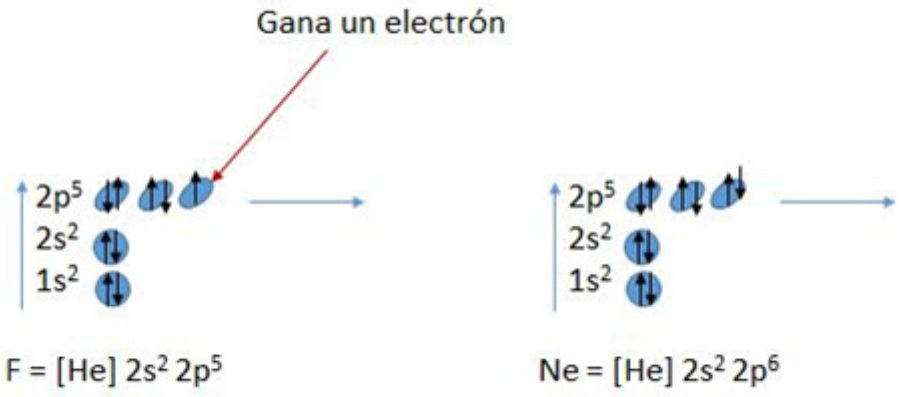
Recordemos que un catión es un átomo o grupo de átomos que posee carga eléctrica positiva, porque ha perdido electrones. El valor de la carga depende del número de electrones perdidos.

Analicemos ahora el Flúor, su numero atómico es 9, tiene la configuración electrónica siguiente:

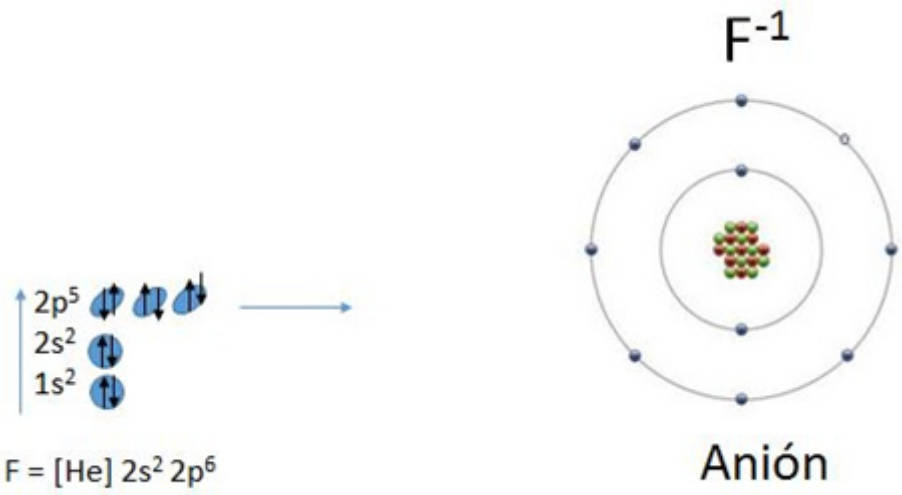


Observamos que su número atómico Z es 9, posee en su núcleo, nueve protones y nueve neutrones; en la periferia del átomo, posee nueve electrones, 2 ubicados en el orbital s del nivel , 2 ubicados en el orbital s del subnivel s del segundo nivel de energía, 5 electrones ubicados en tres orbitales p en el segundo nivel de energía; notamos que posee 7 electrones de valencia en el nivel 2.

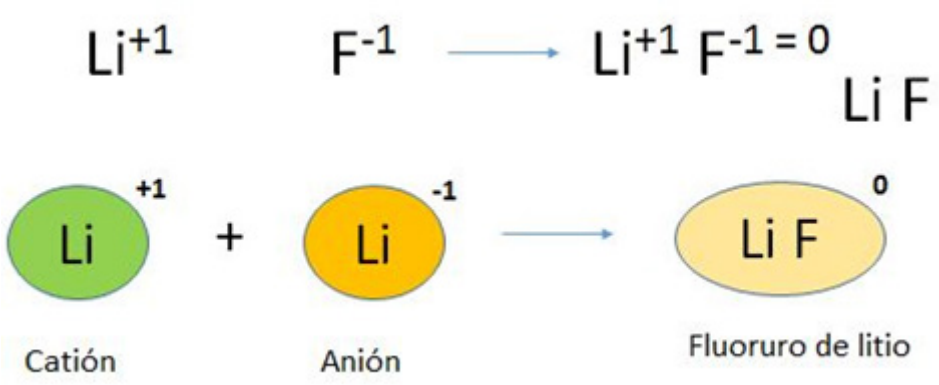
El análisis de la configuración electrónica del Flúor, nos permite deducir que:
Su nivel de energía más externo es 2, por lo cual, está en el período 2.
Posee 7 electrones de valencia, por lo cual, pertenece al Grupo VIIA.
El subnivel de mayor energía del nivel más externo es p, por lo cual se ubica en la región p.
El flúor es el elemento químico más electronegativo de la Tabla Periódica, tiende a atraer un electrón para completar su octeto en el último nivel de energía.



El átomo de Flúor gana un electrón y adquiere la estructura del gas noble Neón.



El átomo de Flúor queda con 9 protones (+) en el núcleo y 10 electrones (-) en la periferia, lo cual, da un balance de carga: +9-10 = -1
El átomo de Flúor ganó un electrón y se convirtió en el anión F-1
Un anión es un átomo o grupo de átomos que tiene una carga negativa, debido a que ha ganado electrones. El valor de la carga depende del número de electrones ganados. Los cationes y los aniones por tener cargas opuestas se atraen. El catión Li+1 y el anión F-1 se atraen y sus cargas se neutralizan cuando forman la sal fluoruro de litio LiF.



En la fórmula que representa la molécula, el símbolo del elemento electropositivo se coloca a la izquierda y el símbolo del elemento electronegativo a la derecha y se omiten las cargas porque la molécula es neutra.

Los aniones y cationes son muy importantes para todos los seres vivos, son proporcionados por las sales minerales disueltas en agua, éstas se disocian en los procesos químicos y los iones resultantes son utilizados por el organismo para realizar funciones que mantienen su equilibrio. La ausencia de iones causa desequilibrio funcional, y produce enfermedades que de no ser atendidas pueden producir la muerte.



Analizamos como ejemplo de compuestos los óxidos, los cuales se forman cuando un elemento se combina con el Oxígeno. En el ejemplo cada átomo de litio, posee un electrón de valencia, que transfiere al oxígeno por ser menos electronegativo, al perder un electrón, cada átomo de litio se convierte en un catión con carga +1, Li+1; el átomo de oxígeno gana en total dos electrones, se convierte en un anión con carga -2, O-2.

Observamos que la valencia del elemento diferente al oxígeno es el subíndice que tiene el oxígeno en cada molécula y a su vez el subíndice del metal es 2 porque el oxígeno en la mayoría de compuestos trabaja con Nox -2. La suma algebraica de las Nox de la molécula debe ser igual a cero, la molécula resultante es neutra.

Al representar la molécula obtenida mediante una fórmula molecular, se omiten los valores y signos de las cargas, la fórmula del óxido de litio es Li2O, el oxígeno se ubica al lado derecho y el elemento diferente al oxígeno a lado izquierdo.

Los óxidos se nombran usando prefijos que indican la cantidad de átomos de Oxígeno y del otro elemento que lo acompaña en la molécula, por ejemplo:

Br2 O7 Heptóxido de dibromo, porque tiene siete átomos de oxígeno y dos de bromo en su molécula.
Los prefijos que usamos para indicar la cantidad de átomos presentes son:
Mono = uno
Bi o di = dos
Tri = tres
Tetra = cuatro
Penta = cinco
Hexa = seis
Hepta = siete

De igual forma, a partir del nombre del compuesto podemos obtener su fórmula, por ejemplo:

Pentóxido de dinitrógeno: el nombre nos indica que la molécula tiene 5 átomos de oxígeno y dos átomos de nitrógeno. La carga o Nox del nitrógeno es el subíndice del oxígeno con carga positiva, es decir, +5 y la carga del oxígeno es el subíndice del nitrógeno, con carga negativa, es decir, -2. Al organizar la fórmula colocamos a la izquierda el nitrógeno y a la derecha el oxígeno, con sus respectivas cargas. La suma algebraica de las cargas debe dar cero.
Para el nitrógeno (+5) x 2 átomos = +10

Para el oxígeno (-2) x 5 átomos = -10
Molécula = +10 – 10 = 0
N2+5 O5-2

Ahora vamos a poner en práctica los aprendizajes sobre los iones y las moléculas, desarrollando el ejercicio el juego de las moléculas.

EL JUEGO DE LAS MOLÉCULAS

Nos disponemos a aprender jugando, armando distintas moléculas de óxidos a partir de sus correspondientes cationes y aniones.

En cada ejercicio te aparece el nombre de un óxido y varios cationes y aniones, debes escoger el catión y anión correctos, armando la fórmula de cada compuesto, aplicando lo aprendido.

Disponemos de los cationes y aniones siguientes:

N_2^{+3}	O_7^{-2}
P_2^{+5}	O_3^{-2}
Cl_2^{+7}	O_2^{-2}
C^{+4}	O_3^{-2}
S^{+6}	$O5^{-2}$

Para cada óxido nombrado vamos obtener su fórmula correcta utilizando el catión y anión correspondiente:

Nombre del compuesto	Fórmula
Trióxido de dinitrógeno	
Pentóxido de fósforo	
Heptóxido de dicloro	
Bióxido de carbono	
Trióxido de Azufre	

ACTIVIDAD 3. Elementos comunes en diferentes seres naturales

El Universo y la Tierra comparten elementos comunes:



En el proceso de evolución de la tierra primero se originaron los elementos organogénicos, hidrógeno, carbono, nitrógeno, oxígeno, fósforo y azufre.

Luego ocurrió la evolución molecular a partir de la cual se originaron moléculas orgánicas simples a partir de los elementos organogénicos, por ejemplo, agua, amoníaco, formaldehído, metano, monóxido de carbono; luego moléculas orgánicas complejas como aminoácidos y nucleótidos.

Más tarde se produjeron los procesos de interacción entre las proteínas y los ácidos nucleicos dando lugar al primer complejo molecular capaz de reproducirse, el Ácido Desoxirribonucleico, ADN.

Posteriormente ocurrió la evolución biológica, la cual comprende desde la formación de los primeros seres vivos hasta las formas más complejas.
Este origen evolutivo común explica la semejanza en la composición química de los seres vivos.

Es sorprendente que sólo 11 de los elementos de la tabla periódica forman la mayor parte de la materia viviente, oxígeno, carbono, nitrógeno, hidrógeno, calcio, fósforo, azufre, potasio, sodio, cloro y magnesio.

Sólo cuatro elementos, Oxígeno, Carbono, Nitrógeno e Hidrógeno, forman el 96% de la materia viva.

Los otros siete elementos, calcio, fósforo, azufre, potasio, sodio, cloro y magnesio, forman el 3,6 % restante de la composición de los seres vivos.

Los demás elementos como hierro, yodo, cobre, manganeso, cinc, cobalto, molibdeno, selenio, cromo, estaño, vanadio, flúor y silicio, solo están en trazas o pequeñísimas cantidades, pero cumplen funciones importantes en cada organismo.

Ahora nos disponemos a dar curso libre a nuestra imaginación y a nuestra creatividad, participando activamente en la "Lluvia de ideas" para dar solución a la pregunta ¿Qué tenemos en común con las estrellas?

¿Qué tenemos en común con las estrellas?
Lluvia de ideas, tormenta de ideas, brainstorming, stormboard

Esta técnica de trabajo en grupo, se utiliza para potenciar la participación y la creatividad de los participantes, obteniendo un gran número de ideas enfocadas hacia la solución de la pregunta ¿Qué tenemos en común con las estrellas?, cuyo objetivo es darnos cuenta de la semejanza en la composición química de los seres de la naturaleza y del universo.
El docente es el conductor del ejercicio, en primer lugar, coloca la pregunta en la parte central del tablero.
En segundo lugar, propone a los estudiantes un ambiente tranquilo para participar, sin censurar, sin criticar, sin burla, acogiendo con respeto todas las ideas por locas que éstas parezcan, tomando en cuenta todas las ideas, propiciando que todas las personas piensen creativamente y se imaginen nuevas ideas.
En tercer lugar, invita a los estudiantes a estimular la imaginación y a emitir las ideas libremente.
En cuarto lugar, a medida que los estudiantes van generando ideas y pensamientos, el docente las va registrando en el tablero.
En quinto lugar, conjuntamente con los estudiantes, seleccionan las ideas más relevantes, relacionadas con la pregunta planteada y con el objetivo de la lluvia de ideas.
En sexto lugar, de estas ideas que consideraron relevantes, seleccionan las ideas principales, que mejor responden a la pregunta planteada.
En séptimo lugar, elaboran conclusiones.