CIENCIAS NATURALES – CICLO ORIENTADO

QUÍMICA

¡¡Hola chicos!! ¿Cómo están? Vamos a comenzar haciendo un repaso, años anteriores aprendieron que el átomo está formado por partículas subatómicas, estas partículas son los protones, electrones y neutrones, **protones (carga positiva)** se encuentra en el **núcleo del átomo** junto con los **neutrones (sin carga)** y los **electrones (con carga negativa)** se encuentran alrededor del núcleo en los **orbitales o niveles de energía** girando a grandes velocidades. Además aprendieron cómo sacar la cantidad de partículas que posee cada átomo, teniendo en cuenta el número másico y el número atómico que se encuentra en la Tabla Periódica y luego lo representaron con la ayuda de un simulador. En esta clase lo que vamos a ver y aprender es como se combinan estos átomos unos con otros para dar nuevas sustancias.

Para refrescar la memoria ¿A qué hacía referencia cuando hablamos de sustancias?

A continuación lo que deben hacer es observar la siguiente imagen, analizarla y responder a las preguntas que se encuentran debajo.

1. En la imagen dice que los átomos son los elementos ¿Dónde podemos encontrar estos elementos?
2. Para ustedes ¿Qué diferencias hay entre un átomo y una molécula?
3. ¿Qué es más grande, un átomo o una molécula?
4. ¿Cómo se forman las moléculas?
5. ¿A qué hace referencia cuando en la imagen dice moléculas sencillas y moléculas compuestas?

Hasta aquí vieron cómo representar los átomos que se encuentran en la Tabla Periódica, es decir átomos neutros. Ahora van a ver qué sucede con un átomo cuando pierde o gana electrones.

Seguramente alguna vez vieron en algunas etiquetas de botellas o en algunas latas elementos químicos que aparecen con cargas positivas o negativas arriba. Tales como:

Ca^{+2}

Mg^{+2}

Cl^{-1}

SO^{-4}

Y así muchos ejemplos más.

Se han preguntado alguna vez a que hace referencia esto? A continuación vamos a analizarlo.

Cuando un átomo pierde o gana electrones se transforma en un ***ION:***

Un ion es una partícula ***"eléctricamente cargada"***. Según su carga los iones se clasifican en **CATIONES (de carga positiva)** y **ANIONES (de carga negativa)**

Los metales tienden a perder electrones, mientras que los no metales tienden a ganar.

Cuando un átomo neutro pierde uno o más electrones queda con un exceso de carga positiva, convirtiéndose entonces en un catión. Por ejemplo:

El berilio pierde electrones y se transforma en un Catión:

Be^{+2} ⟷ *El berilio, si observan en la Tabla Periódica posee 4 electrones y 4 protones, ya que se trata de un átomo neutro pero al perder 2 electrones queda con un exceso de cargas positiva, quedando así con 4 protones y 2 electrones.*

En cambio, cuando un átomo neutro gana uno o más electrones queda con un exceso de carga negativa, transformándose en un anión. Por ejemplo:

El cloro gana 1 electrón y se transforma en un anión:

Cl^{-1} ⟷ *El cloro, si observan en la Tabla Periódica posee 17 electrones y 17 protones, ya que se trata de un átomo neutro pero al ganar un electrón queda con un exceso de cargas negativas, quedando así con 17 protones y 18 electrones.*

A continuación vamos a analizar un ejemplo:

Tenemos el ion de Al^{+3} a partir de este ion vamos a determinar la cantidad de protones, electrones y neutrones posee.

$$\boxed{{}^{27}_{13}Al^{+3}}$$

- **Número másico: 27**
- **Número atómico: 13**

De aquí deducimos

Si el número atómico es 13, esto quiere decir que un átomo neutro posee:

13 PROTONES Y 13 ELECTRONES. Pero este no es neutro ya que presenta una carga de +3. El +3 quiere decir que el átomo perdió 3 electrones, por lo tanto se encuentra con un exceso de cargas positivas.

Haciendo el recuento quedaría de la siguiente manera:

- PROTONES: 13
- ELECTRONES: 10

Si el número másico es 27, esto quiere decir que en el núcleo hay un total de 27 protones y neutrones.

Para determinar la cantidad de neutrones debemos restar A- Z. representado en el átomo de Aluminio: 27- 13= 14

- NEUTRONES: 14

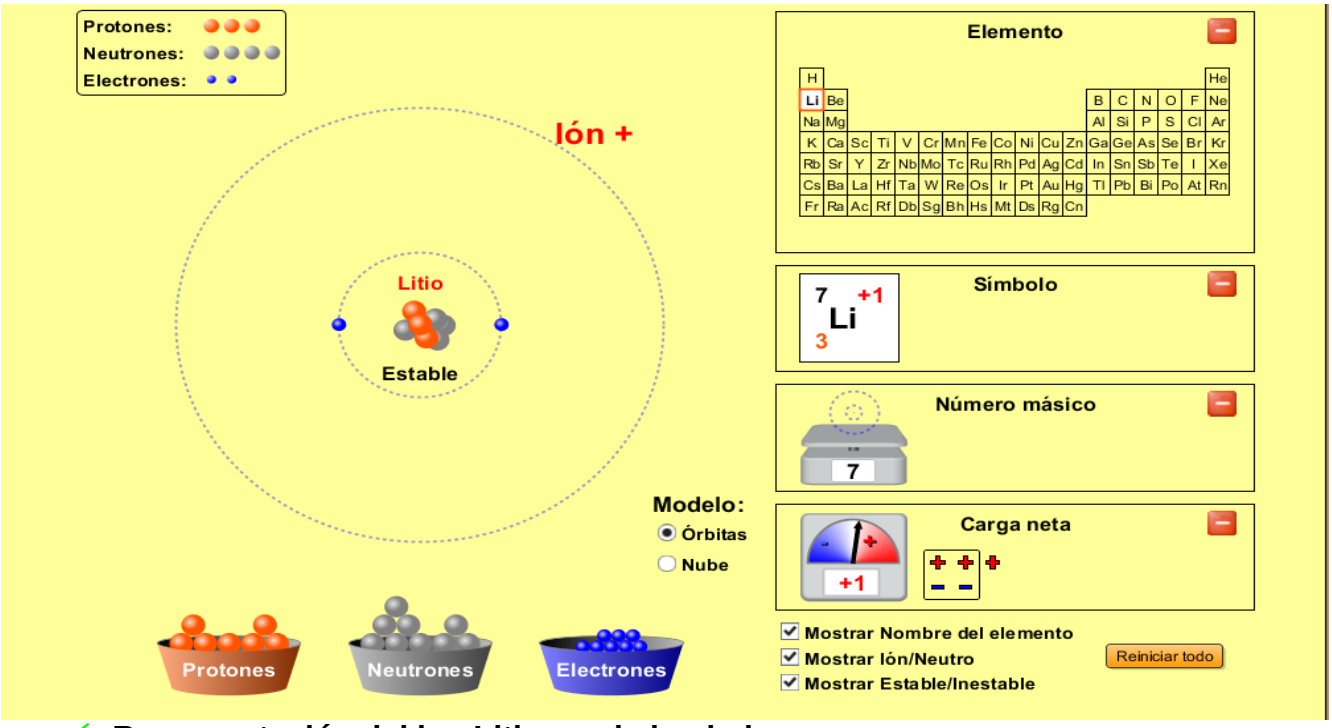
A continuación van a trabajar con el mismo simulador de la clase pasada para la realización de iones, pero antes les voy a mostrar un ejemplo:

Teniendo en cuenta la siguiente situación problemática:

- Un átomo ha perdido 1 electrón, quedando con 2 electrones. Se desea saber:
  - ✓ A qué elemento corresponde y cuál es su carga.
  - ✓ Cuántos protones y cuántos neutrones tiene.
  - ✓ Represéntalo en el simulador.

- ✓ En este caso vamos a realizar una suma entre el electrón que perdió y los 2 electrones con los que quedó ya que deseamos saber la cantidad exacta de cargas negativas que posee el átomo, sin haber perdido electrones. Realizando la operación de un total de 3 electrones. Si buscamos en la Tabla Periódica, el elemento con 3 electrones corresponde al elemento "Litio (Li)". Y representando el ión queda de la siguiente manera:
  Li^{+1}

- ✓ Ahora sacaremos la cantidad de protones, electrones y neutrones que posee este átomo:
  - ✓ **Protones: 3**
  - ✓ **Electrones: 3- 1= 2. (3 es la suma total de electrones, a eso debemos restarle la cantidad de partículas que perdió, en este caso es 1).**
  - ✓ **Neutrones: 7- 3= 4**



✓ **Representación del ion Litio en el simulador.**

Ahora les propongo que realicen los siguientes iones y luego lo representen en el simulador:

1. Un átomo ha perdido 2 electrones, quedando con 2 electrones. Se desea saber:
   a. A qué elemento corresponde y cuál es su carga.
   b. Cuántos protones y cuántos neutrones tiene.
   c. Represéntalo en el simulador.

2. Un átomo tiene 8 protones y ha ganado 2 electrones. Se desea saber:
   a. A qué elemento corresponde y cuál es su carga.
   b. Cuántos electrones y cuántos neutrones posee.
   c. Represéntalo en el simulador.

3. Un átomo tiene 7 protones, ha ganado 3 electrones, indica:

a. A qué elemento corresponde y cuál es su carga.

b. Cuántos electrones y cuántos neutrones posee.

c. Represéntalo en el simulador.

Ahora lo que vamos a estudiar es cómo se unen estos átomos unos con otros.

La unión de los diferentes átomos recibe el nombre de ***UNIONES QUÍMICAS.***

¿QUÉ SON LAS UNIONES QUÍMICAS?

Se llaman uniones químicas a las atracciones o enlaces que se producen entre átomos para originar la formación de moléculas.

En estas uniones químicas se distinguen tres tipos diferentes, que son:

UNION IÓNICA

UNION METÁLICA.

UNION COVALENTE

Vamos ahora a ir desarrollando y analizando cada uno de estos tipos de uniones químicas, comenzando con la unión iónica.

Unión iónica:

Se produce entre un ***METAL*** y un ***NO METAL***, el primero tiene tendencia a ceder electrones y el segundo a ganar electrones. Por lo tanto entre ambos elementos se produce una TRANSFERENCIA DE ELECTROENES que origina la formación de IONES.

El metal al ceder o perder electrones se transforma en un CATIÓN (carga positiva) y el NO METAL al recibir o captar electrones se transforma en un ANION (carga negativa).

Cuando completan los 8 electrones en su última orbita llegan a lo que se denomina OCTETO, es donde el átomo se estabiliza (el hidrógeno es el único elemento que gana 1 electrón más, transformándose en lo que se conoce como DUPLETE y de esta manera se asemeja al gas inerte más cercano denominado Helio)

Por ejemplo:

METAL

Ca^{+2}

El calcio al ser metal y por poseer 2 electrones en su última orbita es más fácil que pierda esos 2 electrones.

NO METAL

Cl^{-1}

El Cloro al ser un No Metal y por poseer 7 electrones en su última orbita es más fácil que gane 1 electrón para llegar al OCTETO.

Entonces los iones formados se unen por atracciones entre cargas opuestas.

A continuación van a observar un video para fijar mejor este tema del cual estamos hablando.

https://www.youtube.com/watch?v=JUxg4XKRbW0

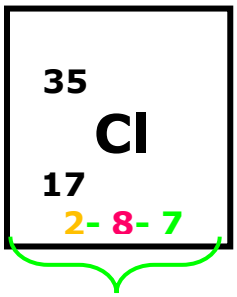
El video demuestra cómo es la unión que se produce entre los átomos de metales y no metales.

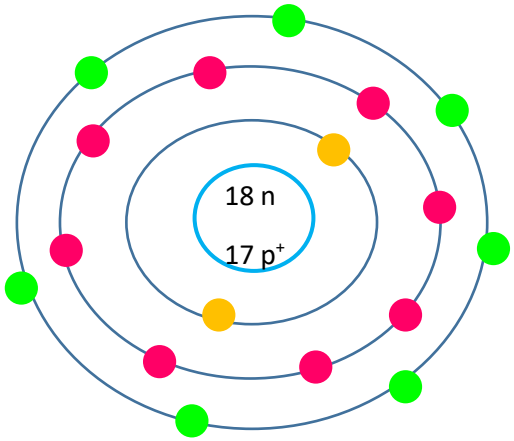
Ahora pasaremos a ver cómo se unen los átomos y a representar estas moléculas. Para ello deben conocer una teoría que les va a ser de gran utilidad para llevar a cabo la representación de moléculas.

Estructura de Lewis:

La estructura de Lewis es la representación del elemento o átomo en cuestión utilizando puntos o cruces, teniendo en cuenta los electrones que posee en el último nivel de energía. Por ejemplo:

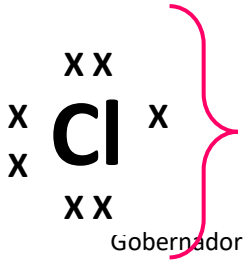
Si observan el cloro en la Tabla Periódica aparece de la siguiente manera:





Estos números hacen referencia a la distribución electrónica de los electrones, es decir que el átomo de cloro posee en el primer orbital 2 electrones, en el segundo orbital 8 electrones y en el tercer orbital 7 electrones. Dando un total de 17 electrones.

Teniendo en cuenta la cantidad de electrones que posee en el último nivel de energía tendremos que dibujar a la vuelta del átomo en forma de cruces o puntos. En este caso el átomo de Cloro posee 7 electrones en su último nivel de energía. (En nuestro ejemplo vamos a usar cruces)



De esta manera quedaría el Cloro representado con la estructura de Lewis. Teniendo en cuenta los electrones del último orbital.

Ahora llevaremos a la práctica esto que vimos hasta aquí.

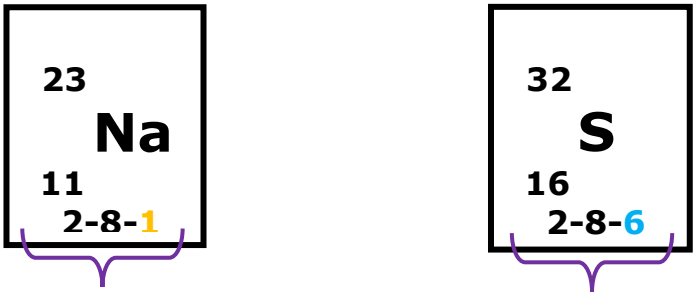
Vamos a realizar la representación de la siguiente molécula:

Na_2S

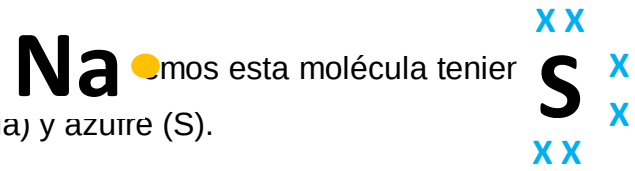
En este caso la molécula que vamos a representar se llama "sulfuro de sodio", consta de la combinación del sodio (Na) y el azufre (S). El 2 que aparece debajo del sodio representa la cantidad de átomos presentes, en este caso serían 2 átomos de sodio (Na) y 1 átomo de azufre (S).

- Representándolo con la estructura de Lewis queda de la siguiente manera:

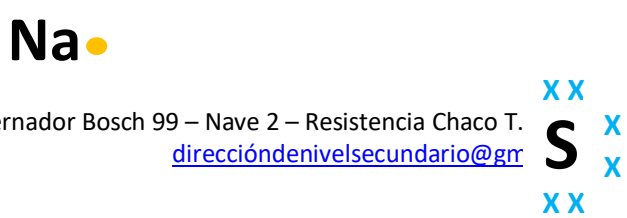
  - ✓ Teniendo en cuenta la distribución electrónica de los átomos.



- ✓ Ahora representemos esta molécula teniendo en cuenta los átomos de sodio (Na) y azufre (S).

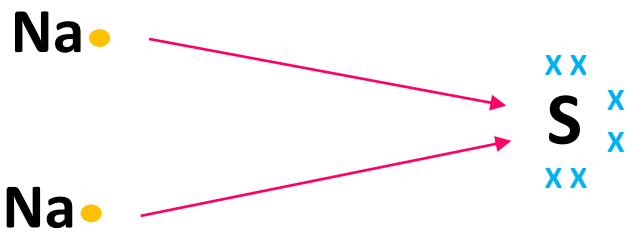


Para realizar la representación se hace con flechas desde el átomo que cede sus electrones al átomo que acepta. En este caso vamos a realizar la flecha desde el sodio hacia el azufre.

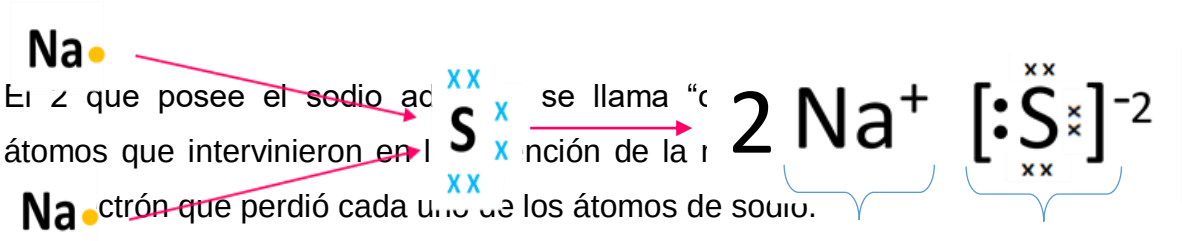


Na•

- ✓ Si observan el azufre tiene 6 electrones en su último orbital, para llegar a los 8 y así completar el octeto requiere de 2 electrones más. Cada átomo de sodio posee 1 electrón, el cual lo va a perder porque es más fácil que pierda ese electrón a que gane 7 electrones.
  Entonces la representación quedará de la siguiente manera.



- ✓ Ahora representaremos esta molécula con los signos y los nombres.



El 2 que posee el sodio ad se llama "c
átomos que intervinieron en l nción de la r
ctrón que perdió cada u de los átomos de sodio.

Catión Sodio ***Anión Sulfuro***

El coeficiente que se coloca representa la cantidad de ores la molécula mientras que los signos hacen referencia a cada uno de los átomos, haya perdido o ganado electrones.

El azufre posee como coeficiente 1, pero no se lo coloca porque se sobre entiende que es 1. El "-2" que posee arriba hace referencia a los 2 electrones que ganó el átomo de azufre.

Con respecto a los nombres, el metal siempre va a tener carga positiva y se va a llamar catión ya que es el que pierde los electrones, mientras que el no metal siempre va a tener carga negativa y se va a llamar anión porque es el que gana electrones y al elemento del no metal se lo va a nombrar con la terminación URO, en este caso "SULFURO".

- ***A continuación van a realizar 2 actividades a modo de poner en práctica el tema que vieron (si no pueden realizar las actividades en este documento lo pueden realizar en sus carpetas, una vez resueltas le sacan fotos y pegan en el documento, no se olviden de colocar sus nombres y apellidos)***

Realizar las estructuras de Lewis de los siguientes elementos y colocar si corresponden a un metal o no metal y cuantos electrones pierden o ganan, con sus respectivas cargas eléctricas.

Elemento	***Estructura de Lewis***	***metal***	***No metal***	***Catión***	***Anión***
S			**X**		
	x x **Mg**			**Mg^{+2}**	

Br					**Br^{-1}**
K					

- Teniendo en cuenta el análisis que realizamos del Na_2S, realiza la representación de cada molécula que se detalla a continuación con sus respectivas cargas y nombres.

A. Na_2O
B. AlF_3
C. NaCl
D. MgS
E. Al_2O_3

PARA FINALIZAR ESTA CLASE: Aclaramos:

a) Todas las respuestas deben estar debajo de cada consigna.
b) Al final de cada clase debe estar escrito: Apellido y Nombre- Sede- Año
c) Al guardar el documento/ archivo de la clase, pónganle el nombre: Clase 3 Ciencias Naturales- Apellido y nombre- Sede.

En esta clase se va a evaluar:

- Coherencia y cohesión a la hora de producir el texto.
- Realizar de manera correcta las representaciones de iones con la ayuda del simulador.
- Determinar correctamente los elementos con la estructura de Lewis.
- Realizare la representación de las moléculas teniendo en cuenta las uniones iónicas.

a) Tiene 2 semanas desde el momento en que recibe esta clase, para enviar la resolución.