TIPO DE ESPACIO AL QUE CORRESPONDE EL PLAN: Laboratorio de Ciencias Naturales
NOMBRE DEL ESPACIO : Química 5to nivel
NOMBRE DEL PLAN: *Química y Punto: Unidos Hasta el Último Electrón*
DURACIÓN: 1 bimestre UBICACIÓN TEMPORAL DEL PLAN: 2° bimestre
SINOPSIS: Con este plan te propongo un recorrido interdisciplinario que integra Química con otras ramas de las ciencias naturales que venís trabajando a lo largo de este camino en la escuela. En esta oportunidad lo haremos repasando el uso de la tabla periódica, conociendo propiedades nuevas y estudiando las uniones químicas como fundamento estructural y energético de la materia y de los sistemas que conociste, entendiendo que las uniones químicas no son solo modelos vacíos, sino expresiones de leyes físicas que hacen posible la organización de la materia, la transformación de la energía y, en última instancia, la vida misma. A través de la representación de Estructuras de Lewis, se analizará cómo la distribución electrónica explica la formación de uniones iónicas, covalentes (simples, dobles y coordinadas), metálicas y mixtas, vinculando estos modelos con los principios físicos que describen las fuerzas electrostáticas, la energía potencial y estabilidad.

CONTENIDOS:

Propiedades periódicas: Electronegatividad, radio atómico y energía de eionización. Estructura de Lewis- Unión iónica- Unión covalente, común y coordinada o dativa- Unión metálica. Uniones mixtas. Números de oxidación

OBJETIVOS:

- Entender la variacioòn de las propiedades periódicas según la ubicación del elemento en la tabla periódica
- Identificar los distintos tipos de uniones químicas, según el compartimiento electrónico
- Entender la búsqueda de estabilidad de los átomos
- Representar modelos sencillos de uniones intramoleculares
- Relacionar el tipo de unión química con las propiedades de las sustancias

PUNTO DE PARTIDA

DURACIÓN ESTIMADA DE LA ETAPA : 1 CLASE

Aquí conoceremos que todo lo que nos rodea, el aire, el agua, la mesa, el celular, nuestro propio cuerpo, está hecho de partículas tan pequeñas que no podemos verlas: los átomos.

Pero los átomos casi nunca están solos. Les gusta unirse, ahora vamos a conocer, Cómo se unen los átomos y por qué esas uniones cambian las propiedades de las cosas, es decir sus características.

Para descubrirlo, primero vamos a aprender a “dibujar” átomos de una manera especial, No los dibujaremos completos, sino mostrando solo lo que nos muestran cómo se unen. Después veremos que no todos los átomos se unen de la misma manera.

Algunos átomos prefieren entregar electrones y otros prefieren ganar, otros no quieren perder ni ganar electrones, entonces deciden compartirlos. Es como si dijeran: “Ni para vos ni para mí, lo usamos juntos”, y también hay ocasiones donde se combinan las maneras de unirse, todo esto lo entenderemos conociendo además los “números de oxidación”. Estos nos ayudan a saber cuándo un átomo pierde o gana electrones y nos permiten entender fenómenos como la corrosión, la combustión o el funcionamiento de una pila, acá es donde Física y Química se dan la mano.

En definitiva, vamos a descubrir que detrás de cada objeto cotidiano hay una historia microscópica fascinante: la historia de cómo se unen los átomos.

RECURSOS:

- **carpeta**
- **tabla periódica de los elementos.**
- **simuladores**

ACTIVIDADES:

1) Usando la tabla periódica, te proponemos que dibujes al átomo de Oxígeno y a dos átomos de Hidrógeno y trates de unirlos para formar la molécula del agua

2) De la misma manera dibujá un átomo de Sodio y uno de Cloro e intentá unirlos para formar una molécula de sal de mesa

3) Como sabemos que todos los objetos son materia y están formados por átomos, ¿por qué crees que algunos materiales son duros o en granos como la sal, otros son blanditos como la plastilina, algunos conducen la electricidad como el cobre y otros no como la madera?

INDAGACIÓN

En esta sección vas a recordar o aprender algunos conceptos …

DURACIÓN ESTIMADA DE LA ETAPA : 5 semanas

RECURSOS : plan de aprendizaje, pizarra, tabla periódica de los elementos, videos.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Si bien el tercer año ya manejaste y estudiaste la tabla periódica necesitamos hacer un repaso para complejizar el tema y sumarle conceptos nuevos

La versión moderna de la tabla periódica de los elementos contiene los elementos ordenados según su **número atómico creciente**, y distribuidos en **siete (7) filas horizontales llamadas períodos** y dieciocho (**18) columnas verticales llamadas grupos**, de tal forma que los

elementos en el mismo grupo tienen propiedades similares. Hoy en día se conocen cerca de **120 elementos** pero a partir del número de orden 92, casi todos son artificiales, creados por el hombre.

Períodos: Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas períodos. Pero los periodos no son todos iguales, sino que el número de elementos que contienen va cambiando, aumentando al bajar en la tabla periódica. De forma que **el periodo que ocupa un elemento coincide con la cantidad de niveles de energía que tiene un átomo**. Es decir, un elemento con cinco niveles de energía estará en el quinto periodo. El hierro, por ejemplo, pertenece al cuarto periodo, ya que tiene cuatro niveles de energía.

De los elementos conocidos la mayoría son metálicos. Los no metales, a pesar de que representan un número muy reducido, son en su mayoría esenciales para los seres vivos (Carbono, Hidrógeno, Oxígeno, Nitrógeno, Fósforo y Azufre). Las propiedades únicas del Hidrógeno lo apartan del resto de los elementos en la tabla periódica. Los metales en su mayoría provienen de los minerales. Los metales más abundantes en la corteza terrestre que existen en forma mineral son: Aluminio, Hierro, Calcio, Magnesio, y otros.

Se llama periódica porque transcurrido un 'periodo' (un cierto número de casillas) los elementos se agrupan en una nueva fila y van formando columnas (grupos o familias) en las que se sitúan elementos con propiedades químicas parecidas. Así, por ejemplo, a la izquierda se sitúan los metales ligeros, en el centro los metales pesados y a la derecha los no metales.

La mayoría de los elementos son **metales**. Generalmente son brillantes, y sólo se derriten a altas temperaturas. Su forma puede cambiar fácilmente y pueden ser convertidos en cables o láminas sin romperse. Los metales se corroen, al igual que el desgaste gradual del hierro. Además el calor y la electricidad viajan fácilmente a través de los metales.

A la derecha de la Tabla Periódica aparecen los **no metales**, éstos son muy diferentes a los metales. Su superficie es opaca, y son malos conductores de calor y electricidad. En comparación con los metales, son de baja densidad, y se derriten a bajas temperaturas. La forma de los no metales no puede ser alterada fácilmente, ya que tienden a ser frágiles y quebradizos.

A los elementos que tienen las propiedades de los metales y no metales se les llama, **metaloides**. Pueden ser tanto brillantes como opacos, y su forma puede cambiar fácilmente. Generalmente, los metaloides son conductores de calor y de electricidad, de mejor manera que los no metales, y no tan bien como los metales.

Grupos: Las columnas de la tabla reciben el nombre de grupos. Existen dieciocho grupos, numerados desde el número 1 al 18. En un grupo, las propiedades químicas son muy similares, porque todos los elementos del grupo tienen **el mismo número de electrones en su última capa**.

De forma que saber que dos elementos pertenecen al mismo grupo significa que tienen el mismo número de electrones en su última o últimas capas.

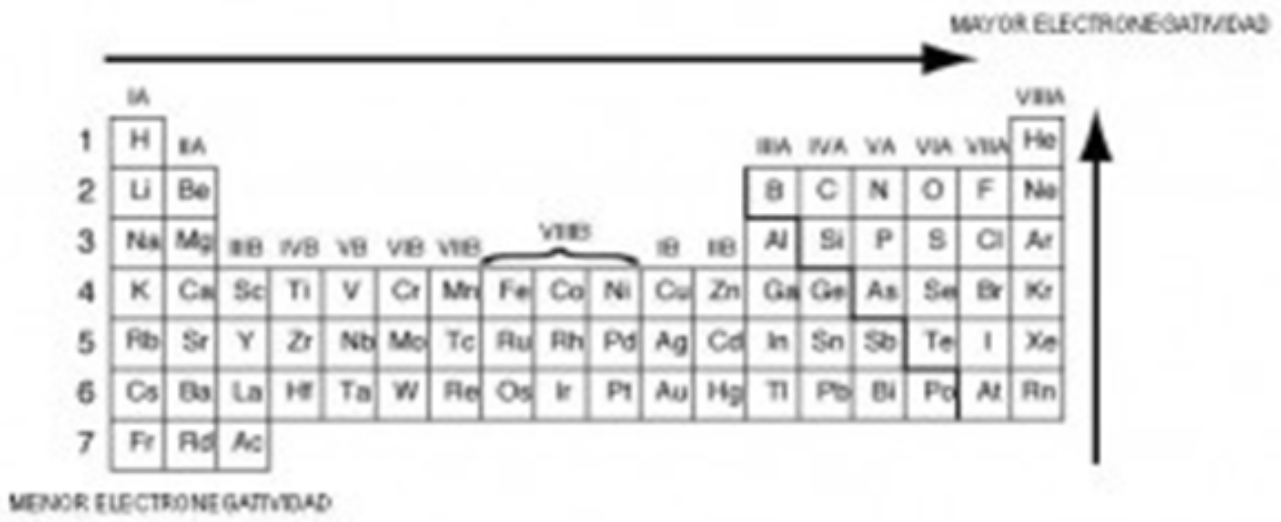
Actualmente la forma en la que se suelen numerar los 18 grupos es empleando el sistema recomendado por la IUPAC en 1985, que consiste en utilizar números arábigos. De esta forma la primera columna es el grupo 1, la segunda el grupo 2, y así hasta la decimoctava que corresponde al grupo 18. Pero anteriormente a la forma de la IUPAC existían dos maneras de nombrar los grupos empleando números romanos y letras, la letra **A** se le atribuye a los **ELEMENTOS REPRESENTATIVOS**, los más abundantes en la naturaleza, que se encuentran en la atmósfera, el agua, los seres vivos.

La letra **B** son para los **ELEMENTOS DE TRANSICIÓN**, menos abundantes en la naturaleza

Propiedades periódicas

- **ELECTRONEGATIVIDAD:** es la capacidad de un átomo para **atraer un par electrones** hacia sí mismo cuando los **comparte** con otro átomo al que está unido por un enlace químico.

El flúor es el elemento más electronegativo de la tabla periódica.

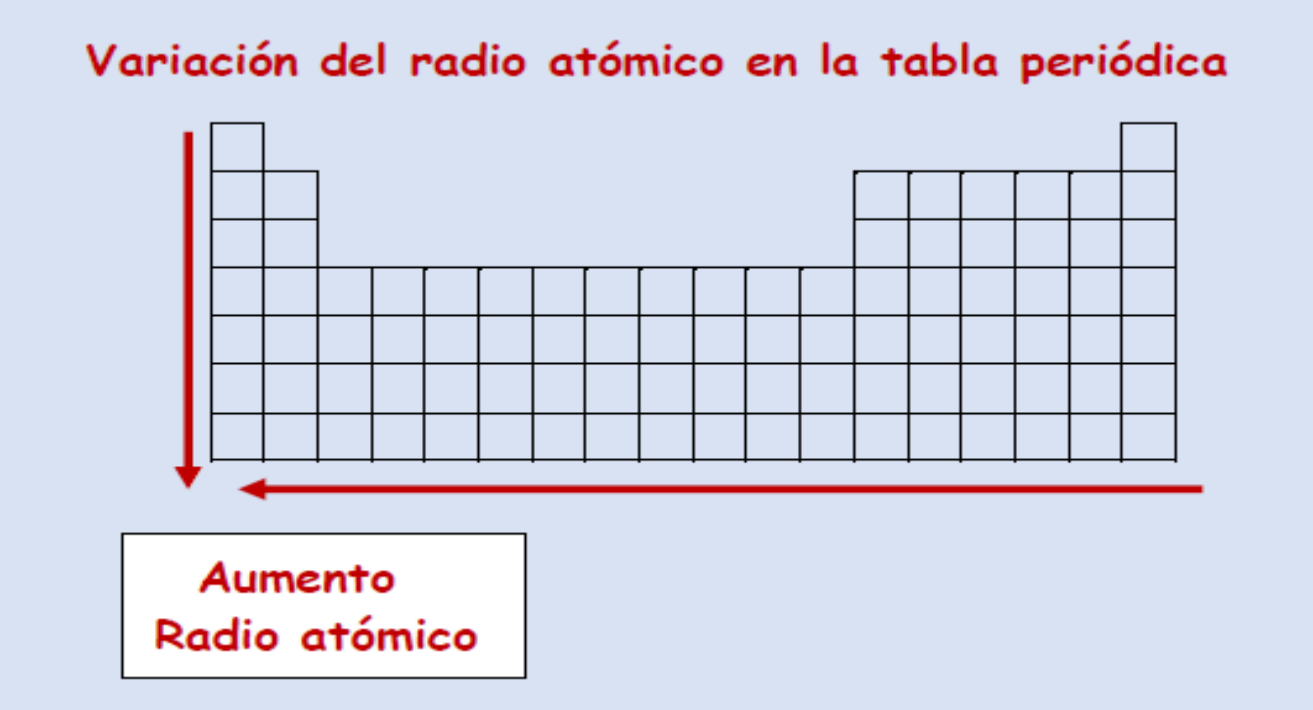


- **Radio atómico**.: Cuando nos referimos a radio atómico, básicamente planteamos la posibilidad de medir la distancia entre el núcleo de un átomo y la nube de electrones que componen su capa externa.

Por medio del radio atómico, es posible determinar el tamaño del átomo.

En un mismo grupo, el radio atómico aumenta de arriba abajo con la cantidad de niveles de energía. Al ser mayor el nivel de energía, el radio atómico es mayor.

En el mismo períodos, el radio atómico disminuye de izquierda a derecha, ya que al ir hacia la derecha, el número atómico (Z) aumenta en una unidad al pasar de un elemento a otro, es decir, hay un aumento de carga nuclear por lo que los electrones son atraídos más fuertemente hacia el núcleo disminuyendo así el radio atómico.



- **Energía de Ionización:** Es la energía necesaria para separar un electrón en su estado fundamental de un átomo de un elemento en estado gaseoso para que se transforme en un ion monopositivo

En general, las energías de ionización descienden a lo largo de las columnas de la tabla periódica y crecen de izquierda a derecha a lo largo de un período de la tabla.

EJERCITACIÓN: JUSTIFICAR EN TODOS LOS CASOS

1) Ordene en forma decreciente los radios atómicos de los siguientes elementos

$_{7}N$ $_{4}Be$ $_{11}Na$

2) Ordene según electronegatividad creciente.

Oxígeno- Sodio- Azufre

3) Compare los radios atómicos del $_{17}Cl$,del $_{19}K$ y del $_{29}Cu$

4) Compare la energía de ionización del: 2do halógeno con la del 3er alcalino térreo

5) ¿Cuál es más electronegativo? ¿un elemento de Z=46 y otro que pertenece al período 4 grupo VII A?

6) Ordene de mayor a menor el radio atómico de los siguientes elementos:
Alcalino térreo del p= 3; Elemento de transición p= 5; Grupo I A p=3; Primer Halógeno

UNIONES QUIMICAS

¿QUE SON?

"SON LAS FUERZAS DE ATRACCIÓN QUE MANTIENEN UNIDOS A LOS ÁTOMOS, MOLÉCULAS O IONES, ESTA UNIÓN SIEMPRE ES DE NATURALEZA ELÉCTRICA"

Tipos de uniones químicas. Vamos a estudiar tres, según la naturaleza de los elementos que forman la unión, la misma será:

ü UNIÓN IÓNICA

ü UNIÓN COVALENTE

ü UNIÓN METÁLICA

Uniones Iónicas: Aquellas que se realizan entre **metales y no metales.** Donde la diferencia de electronegatividad es importante. Ejemplos típicos lo constituyen los metales del grupo 1 o 2 con los no metales del grupo 7. Ej: Sodio con Cloro o Calcio con Bromo.

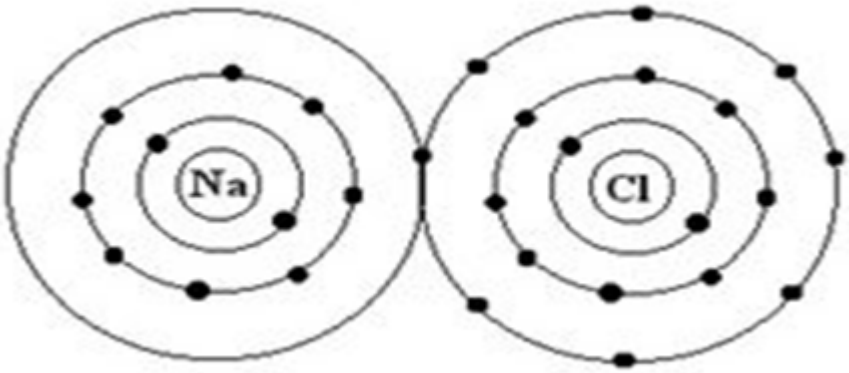
En estas uniones se ceden y se captan de forma absoluta, es decir, **los metales electropositivos ceden electrones adquiriendo cargas positivas, y los no metales electronegativos los aceptan y completan así su último nivel energético. Se forman así iones positivos (cationes) y iones negativos (aniones) manteniéndose unidos por fuerzas electroestáticas.**

Los metales quedan positivos y los no metales quedan con carga negativa

Nota:

Regla de octeto: esta regla establece que los átomos cuando están en una unión, suelen tender a completar la capa de valencia con 8 electrones, esto le da la posibilidad de aumentar su estabilidad, es decir intentan tener la configuración similar a la del gas noble más cercano que tienen 8 electrones en la última capa o capa de valencia.

Números de oxidación: se determina como la cantidad de electrones que se dan, se reciben , o se comparten en una unión química



Unión iónica: el sodio (Na) cede el electrón de su último nivel al cloro (Cl). Ambos, de esta manera, se estabilizan.

Propiedades de los compuestos iónicos

- Son sólidos a temperatura ambiente.
- Poseen altos puntos de fusión y ebullición.
- Los iones de carga opuesta se atraen fuertemente formando una red que es muy difícil de romper. Esto les otorga una gran dureza.
- Son solubles en agua.
- En estado sólido no conducen la electricidad ya que los iones están sujetos a la red cristalina y no pueden moverse, pero sí lo hacen cuando están fundidos o en disolución, ya que una vez que la sustancia se ha fundido o disuelto, los iones pueden moverse permitiendo así que se produzca el desplazamiento de cargas.
- Son frágiles, es decir, se rompen repentinamente al aplicar una fuerza. Cuando se aplica una fuerza, se pueden enfrentar iones del mismo signo y las fuerzas de repulsión reemplazan a las de atracción, por lo que el sólido se rompe.

Actividad 1:

Establecer las uniones químicas de los siguientes compuestos e indicar los números de oxidación de los elementos que lo forman:

a- CaO
b- LiF
c- $BaCl_2$
d- Na_2O
e- $PbBr_4$
f- Al I_3

Unión covalente:

En este tipo de unión los **no metales se unen con los no metales**. Se da entre los átomos con poca o nula diferencia de electronegatividad. A diferencia de las uniones iónicas no se forman iones. Las uniones se establecen por la formación de pares electrónicos, de los cuales, cada electrón del par es aportado por uno de los átomos que forman dichas uniones. Los electrones se comparten, no se ceden o se captan totalmente. Esta es otra gran diferencia con respecto a la unión iónica en donde los electrones se ceden totalmente de parte de los cationes.

Propiedades de los compuestos covalentes:

- Los puntos de fusión y ebullición son bajos porque las fuerzas que mantienen unidas entre sí a las moléculas generalmente son débiles.

- Son solubles en solventes orgánicos no polares, como éter, cloroformo, nafta, etc. Generalmente son insolubles en agua, aunque la solubilidad depende de la polaridad de la molécula. Cuanto mayor es la polaridad, mayor es la solubilidad en el agua.

Moléculas no polares: No hay diferencia en la electronegatividad entre los átomos.

Moléculas polares: Hay una diferencia en la electronegatividad entre los átomos, con un polo positivo y uno negativo.

- ❖ No conducen la corriente eléctrica ya que carecen de iones.
- ❖ Forman moléculas que se mantienen unidas por fuerzas débiles, denominadas fuerzas de Van der Waals.

Las "**fuerzas de van der Waals**" engloba colectivamente a las fuerzas de atracción entre las moléculas. Son fuerzas de atracción débiles que se establecen entre moléculas eléctricamente neutras (tanto polares como no polares), pero son muy numerosas y desempeñan un papel fundamental en multitud de procesos biológicos

Tipos de Enlaces Covalentes SEGÚN LA DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD:

Enlace Covalente Polar:

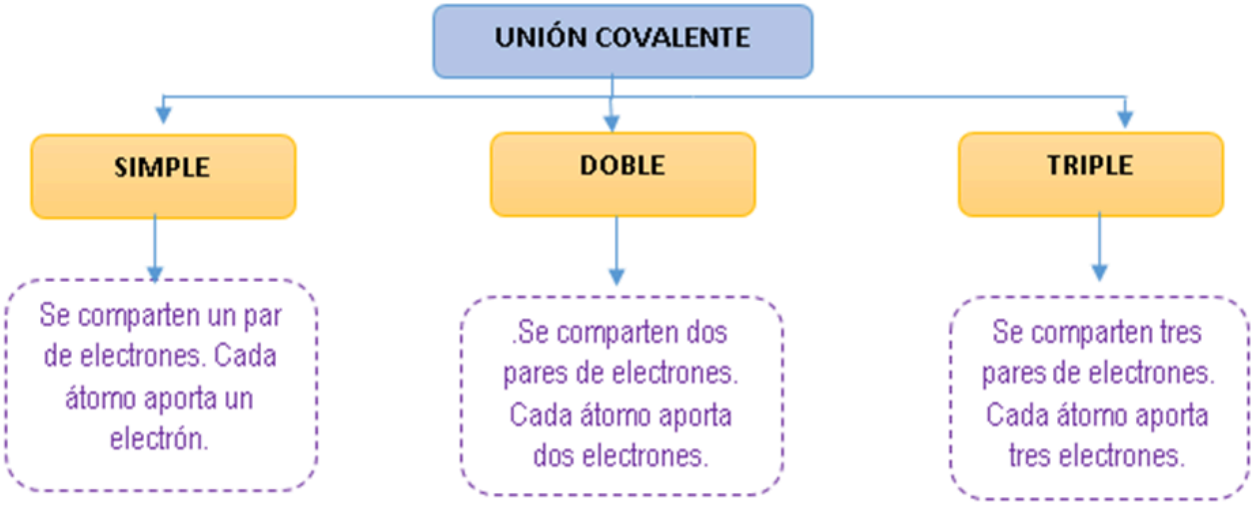
Se produce cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos unidos es significativa, pero no lo suficiente como para generar un enlace iónico. Los electrones son compartidos de manera desigual, creando una zona con mayor densidad electrónica (carga parcial negativa) y otra con menor densidad (carga parcial positiva). Un ejemplo es el agua (H_2O), donde el oxígeno atrae más fuertemente a los electrones que el hidrógeno.

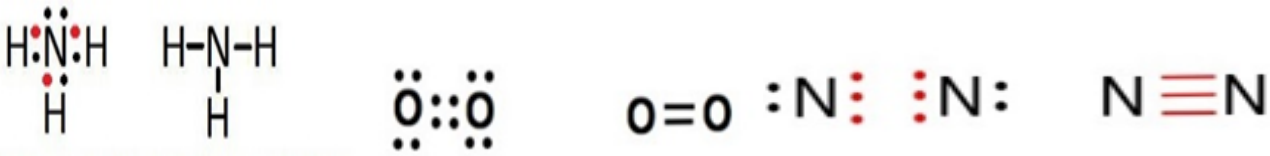
Enlace Covalente Apolar (o No Polar):

Se forma entre átomos con la misma electronegatividad o con diferencias muy pequeñas. Los electrones son compartidos de manera equitativa, sin generar cargas parciales. Ejemplos comunes son el hidrógeno molecular (H_2) y el oxígeno molecular (O_2).

Enlace Covalente Dativo (o Coordinado):

En este tipo de enlace, un átomo aporta ambos electrones del par compartido, mientras que el otro átomo no aporta ninguno. Algunos ejemplos son : monóxido de carbono (CO), trióxido de azufre (SO_3)





· Actividad 2:

Establecer las uniones químicas de los siguientes compuestos, clasificar los tipos de uniones e indicar los números de oxidación de los elementos que lo forman:

a- O_2
b- CO_2
c- SO_3
d- P_2O_3
e- HCl

Pongamos un poco más de complejidad trabajando con compuestos formados por tres elementos diferentes. Tenemos que tener en cuenta que dentro de una misma molécula pueden existir uniones mixtas, es decir, covalentes y iónicas, ya que un no metal puede necesitar unirse a un metal y a un no metal.

Actividad 3:

Hacer la estructura de Lewis, uniones químicas, iones formados y/o fórmula desarrollada según corresponda:

a- HPO_3
b- H_2SeO_3
c- HIO_3
d- $NaClO$
e- KIO_2
f- Li_2SeO_4
g- $Ca(OH)_2$

Unión metálica

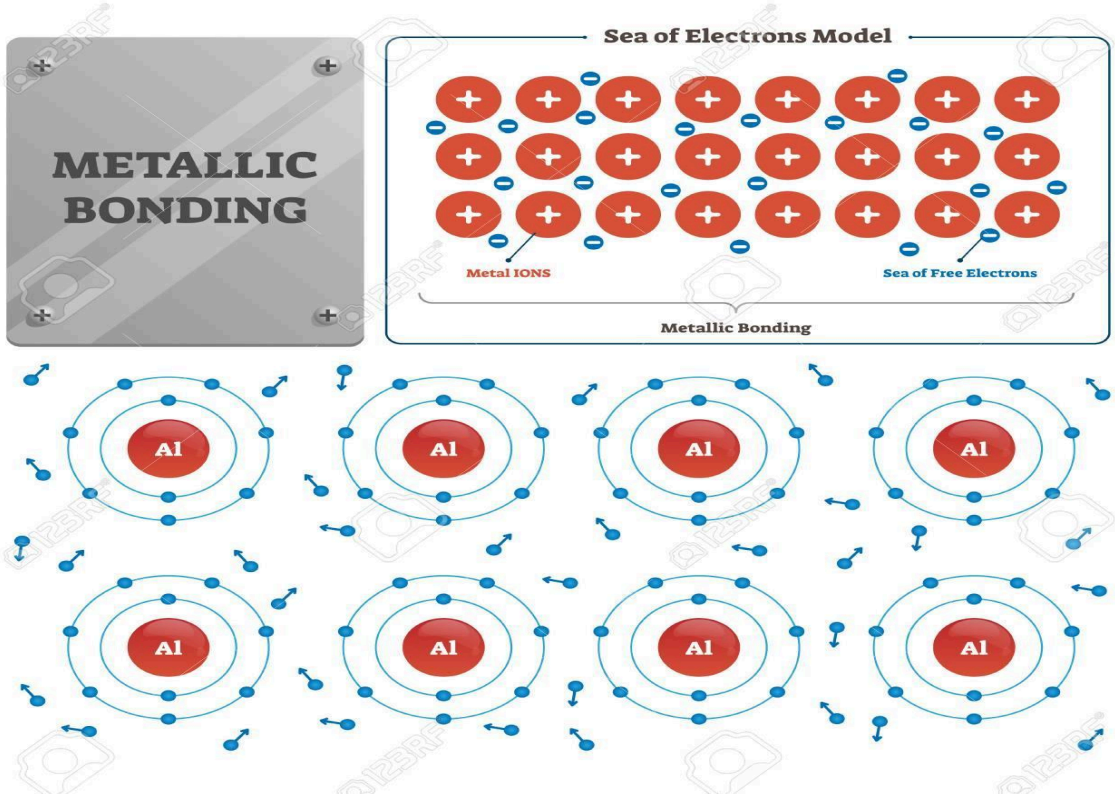
Un **enlace metálico** es un enlace químico que mantiene unido los átomos de los metales entre sí.

Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas. En este tipo de estructura cada átomo metálico está rodeado por otros doce átomos (seis en el mismo plano, tres por encima y tres por debajo). Además, debido a la baja electronegatividad que poseen los metales, los

electrones de valencia son extraídos de sus orbitales. **Este enlace sólo puede estar en sustancias en estado sólido.** Los metales poseen algunas propiedades características que los diferencian de los demás materiales. Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, y tienen un punto de fusión alto.

Es un enlace fuerte, primario, que se forma entre elementos de la misma especie. Al estar los átomos tan cercanos unos de otros, interaccionan sus núcleos junto con sus nubes electrónicas, empaquetándose en las tres dimensiones, por lo que quedan los núcleos rodeados de tales nubes. **Estos electrones libres son los responsables de que los metales presenten una elevada conductividad eléctrica y térmica, ya que estos se pueden mover con facilidad si se ponen en contacto con una fuente eléctrica.** Los metales generalmente presentan brillo y son maleables.

Los elementos con un enlace metálico están compartiendo un gran número de electrones de valencia, formando un mar de electrones rodeando un enrejado gigante de cationes.



PARA RECORDAR…..

Si bien la tabla perió

Propiedades periódicas

PRODUCCIÓN

En las siguientes actividades podrás poner en juego todo lo aprendido anteriormente para…

DURACIÓN ESTIMADA DE LA ETAPA : 1 semana

RECURSOS: Tabla periódica de los elementos- plan de aprendizaje- carpeta

---

Actividad:

1°) ¿ Podrías predecir si las siguientes moléculas son polares o apolares? Usar estructuras de Lewis

a) H_2O

b) CH_4

c) NH_3

d) CO_2

2°) Relacionar tipo de enlace con las propiedades físicas en los siguientes ejemplos realizar su estructura de Lewis identificando el tipo de enlace y ordenarlos según el punto de fusión esperado y luego comparar con los reales de la tabla compartida

a. NaCl

b. H_2O

c. CH_4.

3°) ¿Por qué piensas que las sustancias iónicas suelen tener puntos de fusión más altos?

EVALUACIÓN

Esta etapa te va a servir para repasar, evaluar tus avances y ajustar lo necesario para prepararte para la evaluación

DURACIÓN ESTIMADA DE LA ETAPA: 2 semanas

RECURSOS: Plan de aprendizaje, carpeta, tabla periódica de los elementos.

ACTIVIDADES

1) Completar:

a- Una unión covalente se establece entre _____ y _____. Será una unión polar cuando_____

b- Un trozo de cobre es un buen conductor del calor porque_____
_____

c- En una unión iónica el metal _____electrones y se transforma en_____, mientras que el no metal_____electrones y se transforma en_____

d- Los elementos establecen uniones químicas porque_____

e- El radio atómico es_____ y varía_____

2) Establecer las uniones químicas de los siguientes compuestos, indicando los tipos de uniones establecidas y los números de oxidación de los elementos

a- SO_2

b- $CaBr_2$

a- HIO_3

b- $Al(OH)_3$

c- K_2CO_3

3) Completar el siguiente acróstico:

a- Partículas que se dan, se reciben o se comparten en una unión química

b- Tipo de unión donde se dan y se reciben electrones

c- Modelo que representa las uniones químicas

d- Electrones que se ubican en la última capa de energía

e- Elemento que capta electrones

f- Propiedad de los elementos que influye en las uniones químicas

g- Compuesto cotidiano muy abundante en la naturaleza cuyos enlaces son ionicos

a- __ __ E __ __ __ __ __ __ __

b- __ __ N __ __ __

c- L __ __ __ __

d- __ A __ __ __ __ __ __

e- C __ __ __ __ __

f- __ __ __ __ __ __ __ __ E __ __ __ __ __ __ __ __ __

g- S __ __

4) Dados los elementos: Fósforo. Neon y Sodio, ordenar de menor a mayor según su radio atómico