

Actividades para el acompañamiento en los días de suspensión de clases

Asignatura: QUÍMICA

Curso: Cuarto Año

Div: "B" y "C"

Profesora: Carina Reschini

Contacto: reschini_carina_maria_de_lujan@santafevirtual.edu.ar o 3464-581720

Hola!!! ¿Cómo están??? Espero que muy bien... ¿Recuerdan que en el Trabajo Práctico anterior habíamos trabajado con las uniones iónicas? En este trabajo vamos a conocer a las ¡Uniones Covalentes! Estas actividades deberán entregarse en la semana del **1° de junio, vía classroom**, en lo posible formato Word, pdf o mediante fotos.

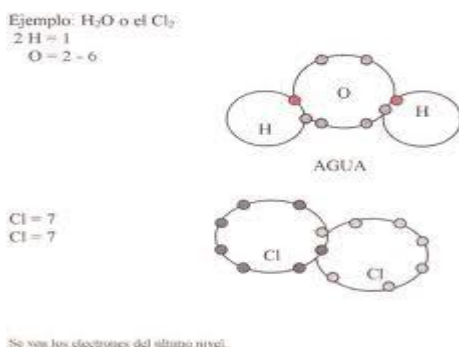
Actividad:

Teniendo en cuenta los contenidos teóricos desarrollados a continuación, resolver la ejercitación propuesta: TP Nro 4: "Uniones o enlaces covalentes"; puedes ayudarte con bibliografía del tema obtenida de distintas fuentes o con los siguientes videos: https://www.youtube.com/watch?v=B5GNAvN_VdU

<https://www.youtube.com/watch?v=9sjC6K6TAH8>

LA UNIÓN O ENLACE COVALENTE

Este tipo de unión se observa en las moléculas constituidas por átomos de no metales, como es el caso de las moléculas biatómicas de los gases simples (cloro, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y flúor).



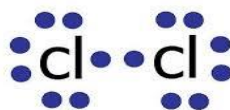
Ejemplos:

a) Cloro

El cloro es una molécula formada por dos átomos de cloro. Cada cloro posee siete electrones, como son elementos no metálicos, ganan electrones.

La ubicación de los electrones es de a par alrededor del símbolo del elemento.

En este caso comparten electrones y forman una unión covalente simple. Cada cloro posee en su último nivel 8 electrones.



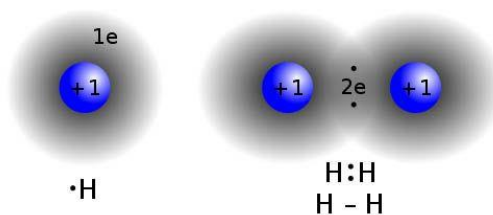
b) Hidrógeno

La molécula de hidrógeno está formada por dos átomos de hidrógeno.

Cada hidrógeno tiene un electrón en su último nivel, es el único átomo que dos electrones completa la última órbita.

La ubicación de los electrones es de a par alrededor del símbolo del elemento.

Se comparten un parte de electrón formándose una unión covalente simple.



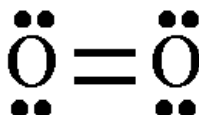
c) Oxígeno

La molécula de oxígeno está formada por dos átomos de oxígeno.

Cada átomo de oxígeno posee seis electrones en su última órbita, necesitan dos electrones para completar su órbita con ocho electrones.

La ubicación de los electrones es de a par alrededor del símbolo del elemento.

En este caso comparten dos pares de electrones formándose una unión covalente doble.



d) Nitrógeno

La molécula de nitrógeno está formada por dos átomos de nitrógeno, cada átomo posee cinco electrones, necesitan tres electrones para completar su última órbita con ocho electrones.

La ubicación de los electrones es de a par alrededor del símbolo del elemento.

En este caso comparten tres pares de electrones formándose una unión covalente triple.



e) Flúor

La molécula de flúor está formada por dos átomos de flúor. Cada átomo tiene siete electrones en su último nivel, necesita un electrón para completa con ocho su última órbita.

La ubicación de los electrones es de a par alrededor del símbolo del elemento.

En este caso comparten un par de electrón, formándose una unión covalente simple.



La unión covalente no sólo se observa en las moléculas simples, sino también en muchas otras que forman las sustancias compuestas, tales como el cloruro de hidrógeno, el agua, el monóxido de azufre, el dióxido de carbono.

Ejemplos:

a) Cloruro de hidrógeno

La molécula de cloruro de hidrógeno está formada con un átomo de hidrógeno y un átomo de cloro.

El átomo de cloro posee siete electrones en su último nivel necesita un electrón para completar su última órbita con ocho electrones. El átomo de hidrógeno tiene un electrón en su último nivel, para completar su órbita necesita un electrón.

En esta unión se comparten un par de electrones, formando una unión covalente simple.

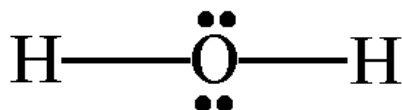


b) Agua

La molécula de agua está formada con dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. La forma de distribuir los átomos es: un átomo de hidrógeno, uno de oxígeno y uno de hidrógeno.

El átomo de oxígeno necesita dos electrones para completar con ocho su última órbita, entonces lo va a compartir con uno de cada hidrógeno.

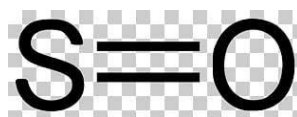
Se forma dos uniones covalentes simples.



c) Monóxido de azufre

La molécula monóxido de azufre posee un átomo de azufre y uno de oxígeno. Ambos necesitan dos electrones para completar su última orbita.

En esta molécula forman una unión covalente doble.

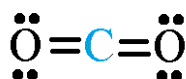


d) Dióxido de carbono.

La molécula de dióxido de carbono está formada por dos átomos de oxígeno y uno de carbono.

El átomo de carbono necesita cuatro electrones para completar su última orbita y cada átomo de oxígeno necesita dos electrones.

Se forma dos uniones covalentes dobles.



En todos los casos, los electrones se comparten de a pares, pudiendo los átomos compartir uno, dos o tres pares de electrones, dando **uniones covalentes simples, dobles o triples**, respectivamente.

Resumiendo: En la unión o enlace covalente los átomos comparten uno o más pares de electrones para completar el octeto externo. Esta unión se produce entre los átomos de no metales.

¿QUÉ ES LA ELECTRONEGATIVIDAD?

Con relación a la mayor o menor capacidad que presentan los átomos para atraer los electrones que comparten en una unión electrovalente, se introduce en concepto de electronegatividad:

Electronegatividad: es la capacidad que posee un átomo para atraer al par de electrones que comparte en una molécula covalente.

ENLACE O UNIÓN COVALENTE COORDINADA

En algunos compuestos se observa otra forma de unión covalente, en la cual el par de electrones que comparten es aportado por uno solo de los átomos.

Uniones covalentes coordinadas o dativas <https://www.youtube.com/watch?v=iowFodqZ6k4>

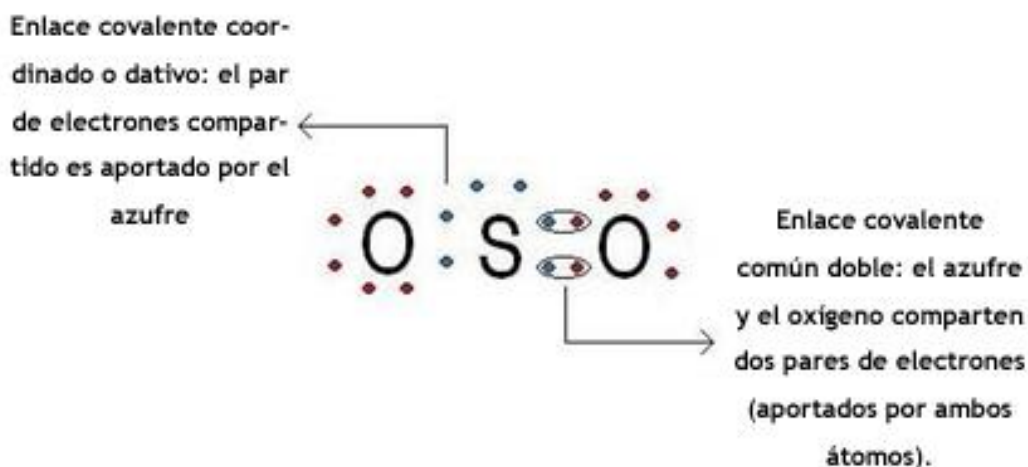
Ejemplos:

a) Dióxido de azufre (SO₂)

La molécula de dióxido de azufre está formada con dos átomos de oxígeno y un átomo de azufre. Para desarrollar la estructura de Lewis colocar el azufre en el medio y alrededor los átomos de oxígenos.

Cada átomo tiene 6 electrones en su último nivel. El átomo de azufre comparte los dos electrones que necesita con un solo átomo de oxígeno formando una unión covalente doble; el otro átomo de oxígeno le pide prestado dos electrones, en esta intersección se forma una unión covalente coordinada.

La unión covalente coordinada se simboliza con una flecha, dirigida hacia el átomo que solicita el electrón, en este caso hacia el oxígeno.



b) Trióxido de azufre (SO₃)

La molécula de trióxido de azufre está formada con tres átomos de oxígeno con un átomo de azufre.

Se distribuye un átomo de azufre y alrededor los tres átomos de oxígeno. Todos los átomos necesitan dos electrones para completar su última orbita con dos electrones.

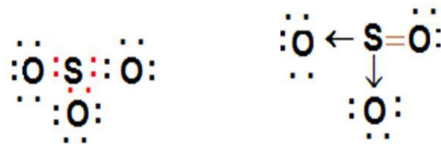
Un átomo de azufre con un átomo de oxígeno comparte dos pares de electrones formando una unión covalente doble.

Los otros dos átomos de oxígeno le piden dos electrones al azufre formando una unión covalente coordinada. Se simbolizan con una flecha dirigida hacia el oxígeno.

Enlace Covalente coordinado ó DATIVO

Los átomos comparten un par de electrones, pero estos han sido aportados por un solo átomo.

Ejemplo : SO₃ (presenta 1 enlace doble y 2 coordinados ó dativos.

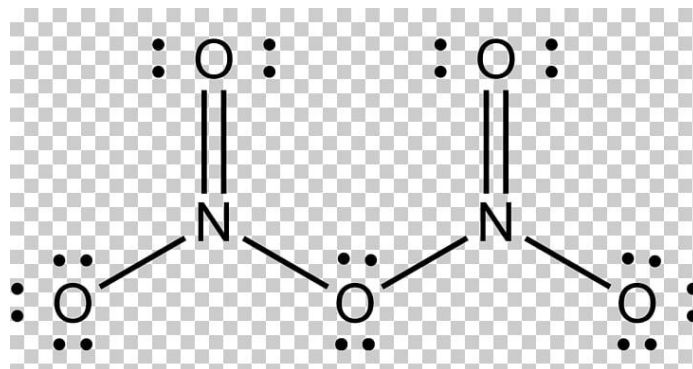


b) Pentóxido de dinitrógeno (N₂ O₅)

La molécula de pentóxido de dinitrógeno está formada por dos átomos de nitrógeno y cinco átomos de oxígeno.

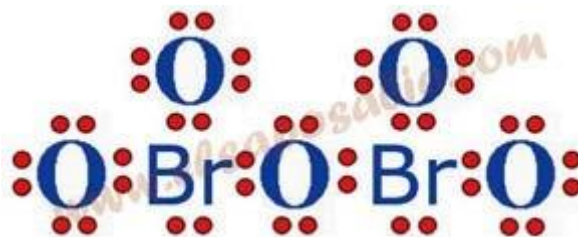
Cada átomo de nitrógeno necesita tres electrones para completar su última órbita con ocho electrones y cada átomo de oxígeno necesita dos electrones para completar su última órbita.

La forma de distribuir los átomos para realizar la estructura de Lewis es la siguiente:



e) Pentóxido de dibromo ($\text{Br}_2 \text{O}_5$)

La molécula está formada por dos átomos de bromo y cinco de oxígeno, distribuido de la siguiente forma.



Todas las uniones en que se comparten electrones reciben el nombre de covalentes, pero cuando el par de electrones compartidos es aportado por uno solo de los átomos, se las distingue con la denominación de **enlace o unión covalente coordinada**.

El átomo que aporta el par electrónico que se comparte se llama **dador** y el átomo que acepta compartirlo, **aceptor**.

LAS PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES:

- Los puntos de fusión y de ebullición son bajos porque las fuerzas que mantienen unidas entre sí a las moléculas generalmente son débiles.
- Son solubles en solventes orgánicos.
- No conducen la corriente eléctrica pues carecen de iones.
- Presentan estructura cristalina atómica o molecular.

TP Nro 4: “Uniones o enlaces covalentes”

Realizar las estructuras de Lewis en las uniones covalentes en cada compuesto:

- $\text{N}_2 \text{O}_3$ (Trióxido de dinitrógeno)
- $\text{Sb}_2 \text{O}_5$ (Pentóxido de diantimonio)
- SiO_2 (Dióxido de silicio)
- $\text{P}_2 \text{O}_5$ (Pentóxido de difósforo)
- $\text{Cl}_2 \text{O}$ (Monóxido de dicloro)
- SeO_2 (Dióxido de selenio)
- TeO_3 (Trióxido de telurio)
- $\text{I}_2 \text{O}_7$ (Heptóxido de diyodo)
- $\text{As}_2 \text{O}_5$ (Pentóxido de diarsénico)
- $\text{Br}_2 \text{O}$ (Monóxido de dibromo)
- NH_3 (Amoníaco)
- PH_3 (Hidruro de fósforo)
- HBr (Bromuro de hidrógeno)
- I_2 (Molécula de Yodo)
- $\text{Br}_2 \text{O}_3$ (Trióxido de dibromo)

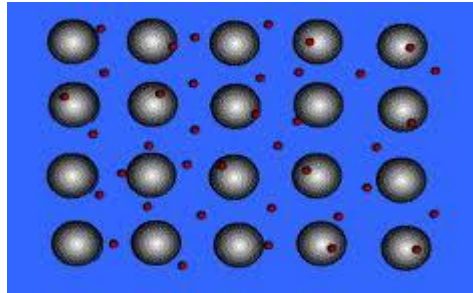
ENLACE O UNIÓN METÁLICA

Esta forma de unión se produce entre los átomos de los metales. Como ya se ha señalado, los metales tienen menos de cuatro electrones en su última órbita y pueden perderlos con relativa facilidad, en cuyo caso se convierten en iones positivos (cationes). Entonces, los electrones no pertenecen a ningún átomo en particular, pasan de un átomo

neutro a un catión que se convierte en un átomo neutro, el que a su vez, puede ceder un electrón y convertirse nuevamente en un catión.

Por este motivo, se considera que una porción de metal está constituida por una red de cationes, entre los cuales se mueven con bastante libertad los electrones, formando una nube o mar de electrones. La unión se establece entre los iones metálicos con carga positiva y la nube electrónica con carga negativa.

Entonces, los metales pueden considerarse como un enrejado o red de iones positivos sumergida en un mar de electrones.



PROPIEDADES DE LOS METALES:

Brillo característico: Este brillo se debe a la movilidad de los electrones. La luz que incide sobre un metal es absorbida por los electrones libres que se mueven rápidamente emitiendo energía radiante que se aprecia como brillo.

Conductividad eléctrica: La corriente eléctrica es el desplazamiento de los electrones: éstos al llegar a un trozo de metal repelen los electrones externos libres de dicho metal por tener carga de igual signo y hacen que circulen a través del mismo.

Maleabilidad y ductilidad: La facilidad con que pueden deslizarse unas capas sobre otras hace que sea muy fácil producir láminas delgadas o hilos metálicos.

Insolubilidad: Los metales no se disuelven en ningún de los solventes conocidos.

Cristales: La red cristalina está constituida por iones positivos dentro de una nube electrónica.

Resumiendo: **Unión metálica:** Se encuentra entre átomos de metales, es decir, de elementos de baja electronegatividad. Los electrones externos son poco atraídos por los núcleos atómicos por lo cual permanecen relativamente libres entre la red de cationes metálicos. Entonces, los electrones que participan en la unión no pertenecen a ningún átomo en particular sino a toda la estructura cristalina que es muy compacta.