

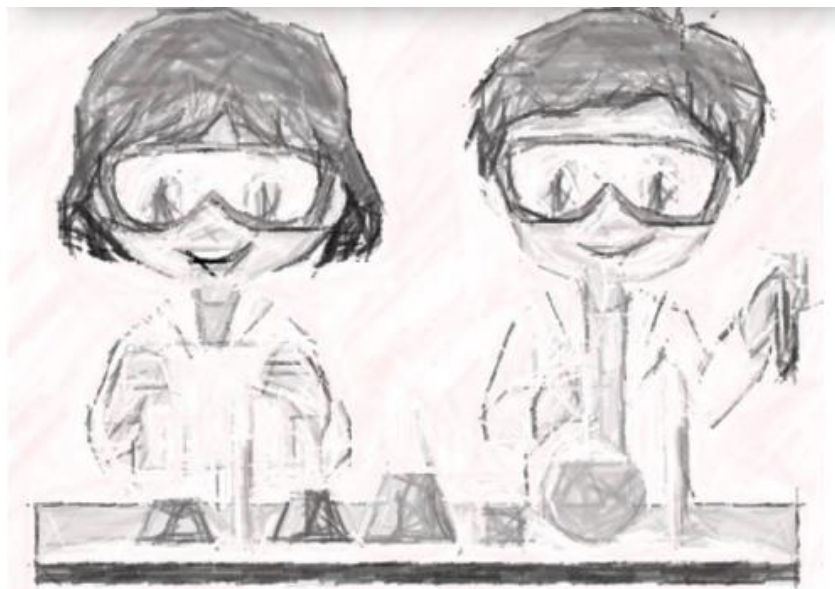
INSTITUTO PROFESIONAL Y TÉCNICO MÉXICO PANAMÁ

GUÍA DE APRENDIZAJE

QUÍMICA 10°

E, F, G, H

PROFESORA SUCEL SCOTT



III TRIMESTRE

Para consultas: celular de contacto: 6474-3088 (HORARIO DE ATENCIÓN LUNES A VIERNES 9:00 AM A 12:30 PM). Correo: sucelscott@gmail.com

Fecha en que se debe retirar la 1 Guía de estudio: **19 de octubre de 2022**

ACTIVIDADES DEL TEMA #1

FECHA DE ENTREGA: 14 al 18 de noviembre en horario regular

ACTIVIDADES DEL TEMA #2

FECHA DE ENTREGA: 5 al 9 de diciembre en horario regular de clases.

PROYECTO

FECHA DE ENTREGA: 12 al 16 de diciembre 2022 en horario regular

OBSERVACIONES:

- **LOS TALLERES Y ASIGNACIONES DEBEN SER ENTREGADAS DE MANERA PRESENCIAL. NO SE ESTARA ACEPTANDO NINGUN TALLER POR CORREO NI NINGUN MEDIO DIGITAL.**

INTRODUCCIÓN

Estimado estudiante es grato darte la bienvenida a la continuidad académica con la seguridad de todos los que aquí estamos nos encontramos con la mejor disposición positiva.

Ciertamente, este año nos trae nuevos desafíos, no serán simples, pero estamos seguros de que podemos enfrentarlos con la convicción de alcanzar cada una de estas nuevas metas.

Debemos adecuar nuestro trabajo a las nuevas bases curriculares fortaleciendo el mejoramiento educativo y concretar en resultados los esfuerzos desarrollados en cada una de las actividades que en esta guía de ENLACES QUÍMICOS vas a encontrar.

Alumnos y alumnas ustedes son los constructores de su propio futuro, con derechos y deberes, son quienes además generan sus aprendizajes, he depositado en ustedes toda la confianza para el aprendizaje y desarrollo de este módulo de autoaprendizaje.

La presente guía está elaborada siguiendo las indicaciones del MEDUCA, con la finalidad de que los estudiantes aprovechen el tiempo libre para instruirse un poco más en los temas de química.

Esta guía es para abarcar dos semanas, te recomiendo que le dediques de una a dos horas diarias, a leer con atención los temas y subtemas y a intentar desarrollar las actividades a conciencia. Busca un lugar tranquilo, cómodo, con buena iluminación y libre de distractores para que puedas concentrarte y aprovechar al máximo la información. Le recomiendo revisar las clases de química pasadas que se encuentran en las guías anteriores del trimestre pasado y a la vez te comparto los siguientes enlaces para que puedas ampliar tus conceptos mediante los siguientes tutoriales.

<https://www.youtube.com/watch?v=eLUOM21Hvys>

<https://www.youtube.com/watch?v=DCsXrOHXA9E>

<https://www.youtube.com/watch?v=aqNIMnT4CQg>

<https://www.youtube.com/watch?v=YMFGzQGv-BM>

<https://www.youtube.com/watch?v=0MdCrHhOVtw>

<https://www.youtube.com/watch?v=jiy8I28KIY8> (enlace covalente)

<https://www.youtube.com/watch?v=IBgMZnUatd8> (enlace iónico)

<https://www.youtube.com/watch?v=aaws08fKGd4> (enlace iónico)

https://www.youtube.com/watch?v=hDu7up_wKO4 (enlace iónico)

[Escritura de fórmulas químicas \(básico\) - YouTube](#) (formulación en química)

CONTENIDO ENLACES QUIMICOS

OBJETIVOS:

- Interpreta la formación del enlace desde el nivel atómico en los distintos compuestos químicos
- Comprende cómo influye los electrones de valencia en la formación de los enlaces Químicos

Antes es necesario conocer

¿QUE ES UN COMPUESTO QUÍMICO?

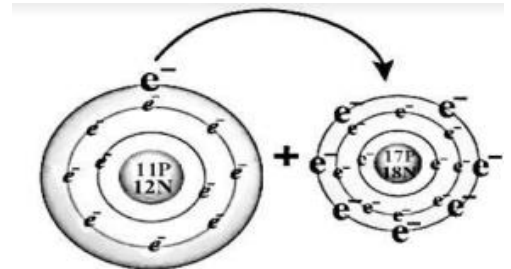
Bien, se mezcla harina, azúcar, huevos y otros ingredientes para hacer la masa de bizcocho, luego esta mezcla se lleva a los moldes para finalmente ponerlos en el horno y cocinarlos.

Los bizcochos salen del horno después de la cocción, son diferentes de cualquiera de los componentes individuales que entraron en la masa.



¿QUÉ ES COMPUESTOS QUÍMICO?

La mayoría de los elementos forman compuestos químicos. Por ejemplo, el sodio (Na) y el cloro (Cl) reaccionan entre sí y forman la sal común o cloruro de sodio (NaCl). Este compuesto es mucho más estable que sus elementos por separado. Además de la sal, en nuestra vida cotidiana estamos rodeados de gran cantidad de compuestos químicos como el agua (H₂O), el dióxido de carbono (CO₂), el peróxido de hidrógeno (H₂O₂), la sacarosa, el petróleo, etc. Cada uno de ellos posee características que lo distinguen de otras sustancias puras. Estas propiedades están determinadas por los enlaces químicos que unen los átomos que los constituyen.



En las magdalenas, los huevos y otros ingredientes secos se pegan. ¿Qué causa los elementos que se pegan en los compuestos? La respuesta está en los enlaces químicos.

Entonces ¿Qué es un enlace químico y electrones de valencia?

Un enlace químico es un conjunto de fuerzas que mantienen unidos a los átomos, iones o moléculas que forman parte de la materia.

Los electrones de valencia son los responsables de formar los enlaces químicos. Por definición, corresponden a los electrones del último nivel de energía.

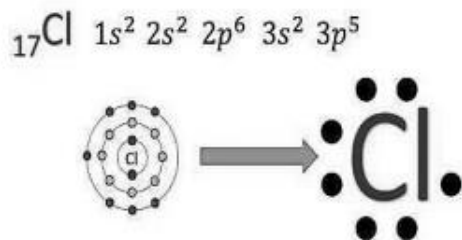


Figura 1. El último nivel de energía del átomo de cloro es el nivel 3; contiene 7 electrones de valencia correspondiendo con el grupo de la tabla periódica donde se encuentra dicho elemento.

Cuando los átomos son de elementos representativos, los electrones de valencia corresponden con el número del grupo de la tabla periódica al cual pertenece dicho elemento.

TIPOS DE ENLACES

Objetivos:

- Identificar los tipos de enlaces químicos que existen
- Describir la manera en que un átomo forma un enlace iónico, covalente y metálico

Llamados enlace químico a cualquier de los mecanismos de ligadura o unión química entre átomos.

De esta manera, los átomos enlazados constituyen un sistema más estable (por lo tanto, también menos energético) que los átomos por separado.

Existe 3 tipos de enlaces químicos en función de su mecanismo de unión.

- Enlace covalente
- Enlace iónico
- Enlace metálico

Ahora vamos a describir de que trata cada uno de estos enlaces, lee con detenimiento.

1. Enlace covalente

Su mecanismo de unión se basa en compartir electrones. Comparten electrones debido a que los elementos que se unen tienen una electronegatividad similar (tendencia a atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace covalente).

Ejemplo: El enlace que une los átomos de H y Cl en la molécula HCl es de tipo covalente.

Para explicar la formación de uniones entre dos o más átomos de no metales o metaloides como Cl₂, H₂, CH₄, el químico Gilbert Lewis sugirió que los átomos pueden alcanzar la estructura estable del gas noble al compartir pares de electrones, en lugar de cederlos o aceptarlos.

Además de ceder o captar electrones para adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo, los átomos pueden compartir electrones. Cuando esto último ocurre, los electrones son atraídos por ambos núcleos, de modo que pertenecen por igual a los dos átomos que se enlazan. Se produce así, un enlace covalente.

El enlace covalente consiste en la unión de átomos al compartir uno o varios pares de electrones. Los enlaces que mantienen unidos a sus átomos para formar las moléculas se llaman enlaces covalentes, y las sustancias obtenidas, sustancias covalentes.

En el caso de la formación de la molécula de Hidrógeno H₂, cada átomo de H (con un electrón de valencia) se une a otro átomo de Hidrógeno H y solo a uno para formar la molécula diatómica H₂.

Al ser totalmente iguales los dos átomos de hidrógeno, no puede suponerse que uno de ellos arranque el electrón al otro para conseguir la estructura electrónica del gas noble más próximo (He). Es más lógico considerar que ambos átomos compartan sus dos electrones y que este par de electrones actúe como unión entre los dos átomos para así conseguir la estructura del gas noble.

Otros elementos que existen como moléculas diatómicas a temperatura ambiente son el Oxígeno (O₂), el Nitrógeno (N₂), el Flúor (F₂), el Cloro (Cl₂), el Bromo (Br₂), y el Yodo (I₂).

Cada par de electrones compartidos se considera un enlace y se puede representar por una línea que une los dos átomos.

2. Enlace iónico

Su mecanismo de unión se basa en la transferencia de electrones. Cuando los elementos tienen electronegatividades muy diferentes, no se unen mediante el compartimiento de electrones, sino mediante la transferencia de electrones desde el elemento menos electronegativo (que formará un catión) al más electronegativo (que formará un anión).

Este enlace es característico de la unión entre elementos Metálicos y no metálicos. Las uniones se establecen cuando los metales del grupo IA o IIA ceden sus electrones de valencia a los no metales del grupo VIA y VIIA. De esta forma hay un catión y un anión y se genera la fuerza de atracción entre iones, formando compuestos iónicos que generalmente son inorgánicos.

Aunque están constituidos por iones, los compuestos iónicos son eléctricamente neutros porque contienen igual carga positiva que negativa. Además, a temperatura ambiente solo existen en estado sólido y forman redes cristalinas de millones de cationes y aniones.

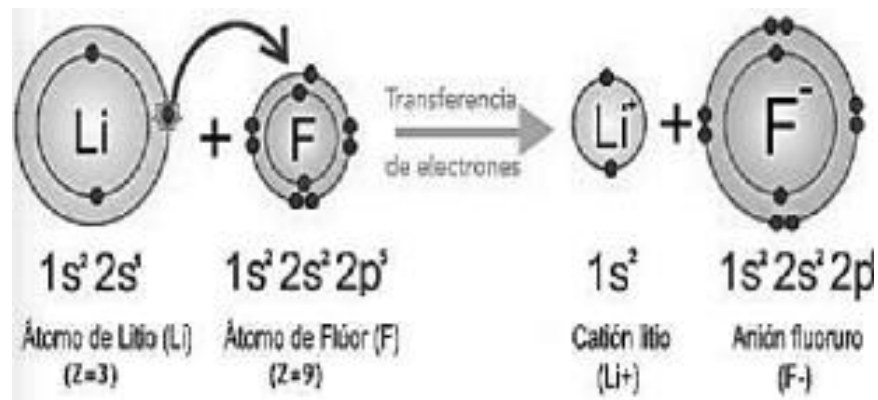


Figura 2. En el enlace iónico el elemento metálico cede su electrón y se convierte en un catión (ion de carga positiva) y el elemento no metálico acepta el electrón y se convierte en un anión (ion de carga negativa).

3. Enlace Metálico

Su mecanismo de unión se basa en compartir electrones, de forma colectiva, entre todos los átomos que componen el metal. Se da en uniones entre metales. Ejemplo: Fe, Cu, Au

Para explicar la estructura de los sólidos metálicos y entender sus propiedades es necesario describir otro tipo o modelo de enlace químico: el enlace metálico. Los metales sólidos se distinguen de otros sólidos por ser buenos conductores de la corriente eléctrica y por ser maleables y dúctiles. El enlace metálico que presentan los metales sólidos explica en forma satisfactoria las propiedades que estos sólidos presentan.

Todos los elementos metálicos presentan dos características fundamentales que les permiten poder formar enlaces metálicos.

a) Todos los metales tienen energías de ionización relativamente bajas, por lo que se requieren poca energía para remover un electrón del átomo de un metal.

b) La mayoría de los elementos metálicos sólo tienen de 1 a 3 electrones en su nivel de energía más alto, lo que significa que los átomos de estos elementos poseen varios orbitales atómicos desocupados en su capa electrónica más externa.

Por tal razón, los orbitales desocupados de un átomo se superponen a los orbitales desocupados de átomos vecinos y los electrones de la capa electrónica más externa de cada átomo, entran a estos orbitales moleculares multinucleares para ser compartidos por varios átomos.

Para explicar esta migración describimos el enlace metálico como iones positivos unidos por un mar de electrones. La fuerza del enlace metálico se debe al efecto enlazante de la nube electrónica móvil, o sea las fuerzas de atracción entre los iones positivos y el mar de electrones. Los electrones que abandonan las capas externas y que pasan a ocupar los orbitales moleculares tienen relativa libertad para moverse a través de la estructura, lo que explica por qué los metales

sólidos son buenos conductores de la corriente eléctrica. La movilidad de estos electrones también explica la maleabilidad y ductibilidad de los metales. Una muestra metálica puede ser martillada, enrollada y trabajada mecánicamente sin destruir su integridad estructural.

SUBTEMA: ESTRUCTURA DE LEWIS

Objetivos:

- Escribe el símbolo de Lewis de las diferentes moléculas siguiendo la regla del octeto
- Describir las estructuras de Lewis y las fórmulas estructurales para las moléculas y los iones poliatómicos.

Para poder mostrar de una manera sencilla la formación de los enlaces e indicar cómo se comparten los electrones, Gilbert Lewis ideó un sistema de símbolos, que consiste en poner el símbolo del elemento rodeado de sus electrones de valencia, los que se simbolizan por puntos o cruces. A este sistema se le conoce como Estructura de Lewis.

Hidrógeno	$1s^1 \quad H \cdot$
Oxígeno	$1s^2 2s^2 2p^4 \quad \cdot \ddot{O} \cdot$
Cloro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \quad :\ddot{Cl} \cdot$

Figura 3. Para determinar la estructura de Lewis debes confeccionar la configuración electrónica del elemento, luego reconocer los electrones de valencia y representarlos por medio de puntos.

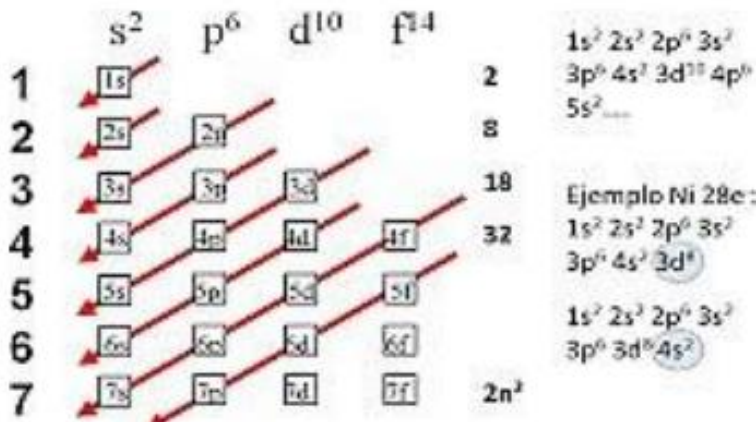
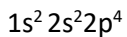


Figura 4. Por si no recuerdas como se realiza la configuración electrónica, aquí tienes un ejemplo y el cuadro de Aufbau. Walter Kossel y Gilbert Lewis de manera independiente, fueron quienes sugirieron la teoría de que los compuestos químicos se forman como consecuencia de la tendencia de los átomos a adquirir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo. Una manera de explicar que los átomos se unen para formar diversas sustancias es suponer que se combinan para alcanzar una estructura más estable. Por esto se puede considerar el enlace químico como un incremento de estabilidad.

Problemas resueltos

- Oxígeno:

O $Z=8$ (Número atómico del elemento)



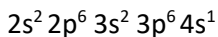
(configuración electrónica, último nivel de energía: nivel 2)

Electrones de valencia: 6 (correspondiendo con el número del grupo donde se encuentra el oxígeno)

Estructura de Lewis:



- Potasio: K $z=19$ $1s^2$



Electrones de valencia: 1 (correspondiendo con el número del grupo donde se encuentra el potasio)

Estructura de Lewis:



Cuando los átomos forman enlaces, deben completar su última capa, ya sea cediendo, captando o compartiendo electrones, así adquirirán la configuración electrónica del gas noble más cercano. Cuando se completa con ocho electrones se dice que cumplió con la regla del octeto.

El octeto, ocho electrones de valencia, es una disposición electrónica muy estable que coincide con la de los gases nobles, que son elementos de una gran estabilidad. Existen otros átomos que completan su última capa con solo dos electrones, se dice que cumplen con la regla del dueto. Estos son el Hidrógeno, el Litio y el Berilio.

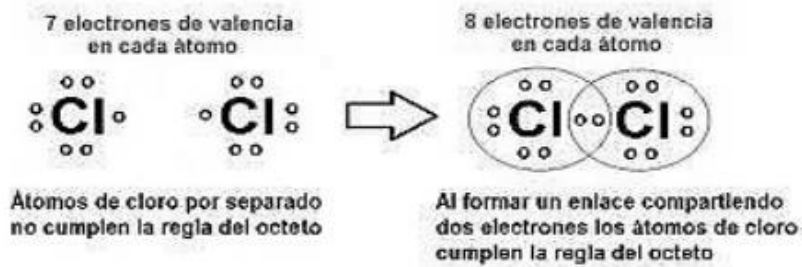


Figura 4. Ejemplo de la regla del octeto. Recuerda: el objetivo de todos los átomos es parecerse a los gases nobles, ser estables, es decir, completar su último nivel de energía con ocho electrones y para eso forman enlaces químicos.

Los electrones del último nivel de energía de los átomos son los que participan en las reacciones químicas, es decir, los que están involucrados en la unión química entre dos o más átomos de un compuesto.

Los átomos de los elementos representativos de los grupos 1, 2 y 3 de la tabla periódica presentan una tendencia a ceder o regalar del último nivel de energía o electrones de valencia. Por otro lado, los átomos de los elementos de los grupos 5, 6 y 7 tienden a aceptar o recibir electrones en su último nivel de energía y de este modo, adoptar la configuración electrónica del gas noble que se encuentra después de ellos.

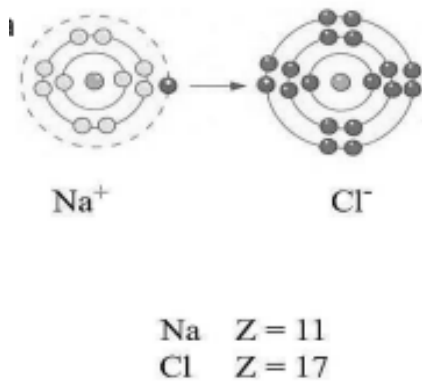


Figura 5. El átomo de sodio se le hace más fácil ceder su único electrón de valencia y así volverse estable, mientras que al cloro tiene 7 electrones por lo cual acepta el que viene del sodio y de esta manera ambos elementos logran completar el octeto.

Clasificación de los elementos de acuerdo con la regla del octeto

Metales: baja electronegatividad, baja energía de ionización. Tienden a Donar o ceder electrones.

No Metales: alta electronegatividad. Tienden a aceptar electrones.

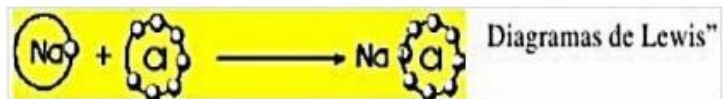
Clasificación según el tipo de átomos que se unen:

Metal - No Metal: uno cede electrones y el otro acepta electrones (cationes y aniones)

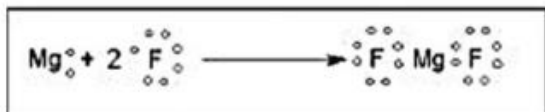
No Metal - No Metal: ambos aceptan electrones, comparten electrones.

Metal - Metal: ambos ceden electrones. Ejemplos:

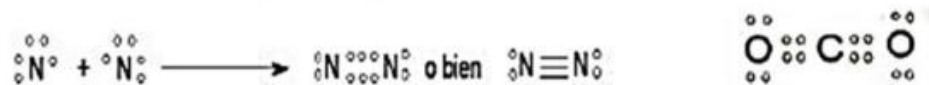
- Molécula de NaCl Na = Metal
- Cl = No Metal



"Molécula" de MgF_2



"Moléculas" de N_2 y CO_2



La regla del dueto es una excepción a la regla del octeto ya que el primer nivel de energía completo también es una configuración estable. Los átomos de Helio y de Hidrogeno en el estado combinado también obedecen a esta Regla.

Se puede llegar a la estructura de Lewis correcta por simple intuición o incluso porque la recordemos de haberla practicado previamente, pero en caso contrario o en caso de duda os recomiendo que sigáis las siguientes reglas que os pueden servir de guía:

* En caso de especies triatómicas o superiores, debemos elegir un **átomo central**. Éste será el que tiene mayor covalencia (ya que podrá formar mayor número de enlaces con otros átomos). También solemos decir que el átomo central será el menos electronegativo. Por el contrario, algunos como el H siempre ocupan una posición periférica.

* Podemos usar la siguiente ecuación para obtener las estructuras de Lewis:

$$\begin{aligned} \text{Electrones compartidos} &= \text{Electrones necesarios} - \text{Electrones disponibles} \\ \text{Electrones solitarios} &= \text{Electrones disponibles} - \text{Electrones compartidos} \end{aligned}$$

Electrones necesarios: Electrones a los que debe llegar cada elemento (siempre serán 8 menos el Hidrógeno que es 2).

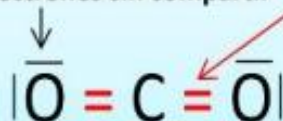
Electrones disponibles: Electrones que tiene cada elemento en la capa de valencia. Si la especie es iónica se quitan o añaden tantos electrones como indica la carga en este apartado.

Regla para dibujar la estructura de Lewis

Ejemplo de estructura de Lewis con fórmula (CO₂)

Electrones compartidos = $(3 \times 8) - (4 + 6 \times 2) = 24 - 16 = 8$ electrones compartidos (4 enlaces)

Electrones solitarios = $16 - 8 = 8$ electrones sin compartir



De esta manera todos alcanzan 8 en total y se cumple la regla del octeto.

Clases de enlaces covalentes:

Es posible clasificar los enlaces covalentes en: enlaces múltiples, enlace covalente no polar, enlace covalente polar y enlace covalente coordinado.

Enlaces covalentes múltiples:

Cuando los átomos que intervienen en el enlace requieren solamente un electrón para completar su configuración de gas noble y, por lo tanto, comparten un solo par de electrones (un electrón por cada átomo) decimos que se forma un enlace covalente sencillo. Presentan este tipo de enlace las moléculas de Flúor (F₂) F-F; Cloro (Cl₂) Cl-Cl y Bromo (Br₂) Br-Br. Es muy frecuente también que algunos átomos para saturar su capacidad de enlace tengan que compartir más de un par de electrones. Esta situación conduce a la formación del enlace covalente múltiple. Así si los pares de electrones compartidos son dos, se obtiene un enlace doble, y si los pares compartidos son tres, se obtiene un enlace triple.



Figura 7. Representación de un enlace simple (H_2), enlace doble (O_2) y enlace triple (N_2).

Enlace covalente no polar:

Cuando las moléculas están formadas por átomos iguales, no presentan diferencias en su electronegatividad, por lo cual son conocidas como moléculas apolares (sin polos), también denominadas moléculas no polares.

Los pares de electrones compartidos en la molécula son atraídos por los núcleos de los átomos constituyentes con la misma intensidad. Es el caso de las moléculas de Cloro e Hidrógeno, entre otras. En ellas se establece un enlace covalente no polar. Estas moléculas con un enlace covalente no polar poseen una nube electrónica uniforme.

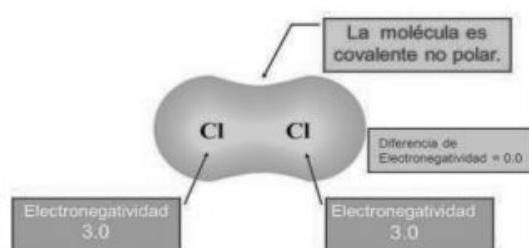


Figura 8. Representación de un enlace covalente no polar en la molécula de Cl_2 .

Enlace covalente polar:

Cuando los átomos que se enlazan tienen una electronegatividad diferente, en la molécula se genera una zona donde se concentra una mayor densidad electrónica y se origina entonces un polo parcialmente positivo y otro parcialmente negativo. Por consiguiente, la zona que pertenece al átomo de mayor electronegatividad será el polo negativo y la de menor electronegatividad, el polo positivo. A este tipo de molécula la llamamos polar y el enlace correspondiente, enlace covalente polar. Sustancias como el agua, el dióxido de carbono y los compuestos orgánicos están formados por átomos de elementos diferentes unidos por enlaces covalentes polares.

Muchos de ellos poseen una polaridad elevada. Mientras mayor sea la diferencia de electronegatividades entre los átomos comprometidos en el enlace, mayor será el carácter polar del mismo.

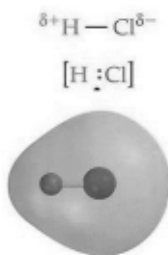


Figura 8. Representación del enlace covalente polar en la molécula de HCl . El átomo de Cloro es más electronegativo que el del Hidrógeno, la nube electrónica estará desplazada hacia el cloro.

Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor a 1.7	Iónico

Figura 9. Para saber qué tipo de enlace tiene un compuesto, basta con hacer una resta de sus electronegatividades y según el resultado fijarnos en esta tabla.

Problemas resueltos:

- RbCl

Paso 1. Buscar el valor de la electronegatividad de estos elementos en la tabla periódica

(por lo general se encuentra al reverso, verifica en la clave o leyenda de tu tabla).

Rb= 0,8

Cl= 3,0

Paso 2. Realizar una sustracción $3,0-0,8= 2,2$

Paso 3. Verificar en el cuadro de la figura 9 el tipo de enlace según el valor obtenido.

RbCl = enlace iónico

- CCl₄

Paso 1. C=2,5 Cl=3,0

Paso 2. $3,0-2,5= 0,5$

Paso 3. Enlace Covalente Polar

ACTIVIDADES FORMATIVA

Tarea N° 1

I. Complete la información y conteste las siguientes preguntas:

SÍMBOLO	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DEL ÚLTIMO NIVEL	N° DE GRUPO	N° DE E ⁻ DE VALENCIA	ESTRUCTURA DE LEWIS
Na				
Mg				
Al				
Si				
P				
S				
Cl				
Ar				

1. ¿Qué relación hay entre el número del grupo en la Tabla Periódica y la configuración electrónica en el último nivel?
2. ¿Qué relación existe entre el N° de electrones de valencia con la configuración electrónica del último nivel y el N° de grupo?
3. ¿Cuál es el máximo de electrones de valencia que permite un elemento representativo y qué grupo los posee?
4. ¿Qué característica en común tienen los elementos en el cuadro?

II. Complete la información y conteste las preguntas que se formularon en el punto I.

SÍMBOLO	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DEL ÚLTIMO NIVEL	N° DE GRUPO	N° DE E ⁻ DE VALENCIA	ESTRUCTURA DE LEWIS
F				
Cl				
Br				
I				
At				

III. Escriba la configuración electrónica, determine el número de electrones que tiene que ceder o ganar para adquirir la configuración del 10 Ne y escriba el ion.

SÍMBOLO	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	Nº DE E ⁻ CEDIDOS O GANADOS	FÓRMULA DEL ION
$_{11}\text{Na}$			
$_{11}\text{Mg}$			
$_{13}\text{Al}$			
$_{9}\text{F}$			
$_{8}\text{O}$			

II. Escriba la configuración electrónica de la última capa o nivel, escriba la estructura punto de Lewis y escriba la fórmula del compuesto iónico.

IONES	CONFIGURACIÓN	SÍMBOLO DE LEWIS	FÓRMULA DEL COMPUESTO
Ca^{2+}			
Br^{-1}			
Sr^{2+}			
Cl^{-1}			
Al^{3+}			
S^{2-}			
Be^{2+}			
P^{3-}			

TALLER SUMATIVO #1

Valor total Valor 36 puntos

INDICACIONES:

- Desarrollar en grupo de 2 estudiantes.
- Colocar el nombre de cada estudiante y grado, entregar en hojas de rayas y con bolígrafo, estudiante que no aparezca en el trabajo no podrá ser añadido luego de haber entregado.
- Colocar nombre de la profesora.
- Copiar los enunciados de los problemas.
- Presentar procedimiento completo.
- Cada estudiante del grupo debe saber desarrollar todos los problemas del taller para realizar el parcial del tema.

1. Escriba las estructuras de Lewis de los elementos constituyentes de los siguientes compuestos e indique los orbitales que se superponen y representarlos.

a) I_2 b) CO_2 c) NH_3 d) HI e) O_2 f) CCl_4

2. Escriba las estructuras de Lewis de los elementos que constituyen los siguientes compuestos e indique cuál de estas especies químicas forman enlaces múltiples.

a) N_2 b) HCl c) Br_2 d) H_2C_2 e) H_2S f) O_3

1. Valor 4 puntos C/U
2. Valor 2 puntos C/U

Observación: en este taller debes aplicar conceptos estudiados anteriormente en números cuánticos, conceptos como orbitales y el llenado de ellos con sus electrones e indicar la formación de enlaces y cuáles de esos orbitales se superponen para formar enlaces.

FECHA DE ENTREGA: 14 al 18 de noviembre en horario regular

ACTIVIDAD DE APRECIACIÓN SUMATIVA:

INDICACIONES:

- Elaborar tabla periódica de los elementos en hoja de cartulina 8 ½ x11. La tabla debe contener lo siguiente:
- Los grupos
- Periodos
- El número atómico
- Número de oxidación
- El nombre y símbolo del elemento
- Identificar con colores como se clasifican por ejemplo (alcalinos, alcalinotérreos, metales, no metales, actinos etc).
- Incluir a los elementos de tierras raras.
- Su tabla debe estar identificada con su nombre.
- Colocar los criterios detrás de la tabla periódica.
- Colocar el nombre y grado

CRITERIOS	PUNTAJE
Puntualidad	5
Orden y aseo	5
Seguir indicaciones	5
Contenido	10
Creatividad	5
Total	30 puntos

- Prueba sumativa N°1 del tema de Enlace se realizará en la semana del **14 al 18 de noviembre en horario regular de clases**. Deben asistir al colegio. El estudiante debe haber estudiado el tema y venir preparado. Esta semana se estará explicando el tema antes de realizar la prueba.
- Este mismo día deben entregar el taller N°1 y la tabla periódica elaborada.

Formulación Química inorgánica

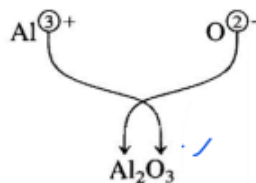
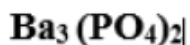
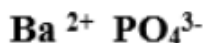
Objetivo:

- Nombrar compuestos según los diferentes sistemas de nomenclatura.
- Escribir correctamente la fórmula de un compuesto.

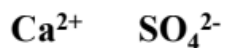
Formulación

Para escribir las fórmulas de un compuesto se deben seguir las siguientes reglas:

1. Al formular los compuestos primero se escribe el símbolo del catión (ion de carga positiva) seguido por el anión (ion de carga negativa)
2. Todos los compuestos son eléctricamente neutros, es decir, la suma de las cargas positivas y negativas de cada uno de los iones debe dar cero.
3. Si el catión y anión tienen diferentes números de oxidación, estos se escriben como subíndices en forma cruzada sin escribir el signo de la carga; Cuando un anión tiene más de un átomo se encierra en un paréntesis y se escribe el número dentro de un paréntesis (para tener una molécula neutra).



- 4.- Si al cruzarlos se obtiene valores que se pueden simplificar en los subíndices estos se simplifican.



Adjunto tutorial

[Escritura de fórmulas químicas \(básico\) - YouTube](#)

TALLER N°2

Valor total 60 puntos. 5 puntos de puntualidad

INDICACIONES:

Desarrollar en grupo de 2 estudiantes.

- Colocar el nombre de cada estudiante y grado, entregar en hojas de rayas y con bolígrafo, estudiante que no aparezca en el trabajo no podrá ser añadido luego de haber entregado.
- Colocar nombre de la profesora.
- Copiar los enunciados de los problemas.
- Presentar procedimiento completo.
- Cada estudiante del grupo debe saber desarrollar todos los problemas del taller para realizar el parcial del tema.

1. Escriba la fórmula correcta de los compuestos que resultan de combinar los siguientes cationes y aniones:

Valor 48 puntos

Catión \ Anión	Al ³⁺	Co ²⁺	Pb ²⁺	Mn ⁴⁺	Ca ²⁺	K ¹⁺
Cl ¹⁻						
O ²⁻						
SO ₄ ²⁻						
ClO ¹⁻						
CO ₃ ²⁻						
PO ₄ ³⁻						
N ³⁻						
CrO ₄ ²⁻						
MnO ₄ ¹⁻						

3. Escriba los iones que actúan en cada formula aplicando las reglas de formulación química. Valor 12 puntos

	Catión	Anión
K ₂ SO ₄	_____	_____
FePO ₄	_____	_____
FeS	_____	_____
CuO	_____	_____
Cu ₂ O	_____	_____
CaCl ₂	_____	_____

- Prueba sumativa N°2 del tema de formulación, se colocarán los iones aprendidos en el segundo trimestre. La prueba se realizará en la **semana 5 al 9 de diciembre en horario regular de clases**. Deben asistir al colegio. El estudiante debe haber estudiado el tema y venir preparado. Esta semana se estará explicando el tema antes de realizar la prueba. EMPEZAR APRENDER LISTA DE IONES POLIATOMICOS ADJUNTA EN CANAL DE IPT Y AL FINAL DE LA GUÍA.
- Esta misma semana debe ser entregado el taller #2

PROYECTO TRIMESTRAL

PROYECTO TRIMESTRAL

Indicaciones:

- Elaborar en grupo de 5 estudiantes
- Elaborar un juego didáctico de química que contenga los iones poliatómicos, los cationes monoatómicos de la tabla periódica.
- Debe traer una hoja de presentación que debe decir IPT México Panamá, Proyecto trimestre de química III trimestre, nombre del profesor, los 5 integrantes del grupo y los criterios de evaluación, todo en una misma hoja. Debe presentar esta hoja al momento de presentar su proyecto para evaluación.
- Cada grupo deber escribir sus reglas del juego y deben explicar a los demás en que consiste. Estas reglas deben estar escritas y ser presentadas al momento de la evaluación.
- Ejemplo de juegos: twister, dominos, barajas, monopolios, bingo etc. Ser creativo
- Los 5 integrantes del grupo deben estar preparados para presentar su juego didáctico es decir deben saberse los aniones o cationes. Deben propiciar la participación de sus compañeros en general.
- Puedes traer regalos como galletas, caramelos, chocolates etc... será de su creatividad, esto será un incentivo de quienes ganen el juego.
- **Fecha de entrega del 12 al 16 de diciembre 2022, en horario regular de clases.**

CRITERIOS	PUNTAJE
Seguir indicaciones	5
Orden y aseo	5
Creatividad	5
Contenido	10
Puntualidad	5
Total	30

TABLA DE IONES POLIATÓMICOS

FÓRMULA	NOMBRE COMÚN	FÓRMULA	NOMBRE COMÚN	FÓRMULA	NOMBRE COMÚN
(OH) ¹⁻	Hidróxido	(CO ₃) ²⁻	Carbonato	(AsO ₂) ³⁻	Metarsenito
(CN) ¹⁻	Cianuro	(C ₂ O ₄) ²⁻	Oxalato	(AsO ₃) ³⁻	Arsenito
(OCN) ¹⁻	Cianato	(HPO ₃) ²⁻	Hidrógenofosfito	(AsO ₄) ³⁻	Arseniato
(SCN) ¹⁻	Tiocianato	(HPO ₄) ²⁻	Hidrógenofosfato	(SbO ₃) ³⁻	Antimonito
(HCO ₃) ¹⁻	Hidrógenocarbonato (Bicarbonato)	(SO ₂) ²⁻	Hiposulfito	(SbO ₄) ³⁻	Antimoniato
(HSO ₃) ¹⁻	Hidrógenosulfito	(SO ₃) ²⁻	Sulfito	(BO ₃) ³⁻	Borato
(HSO ₄) ¹⁻	Hidrógenosulfato	(SO ₄) ²⁻	Sulfato	(BO ₄) ³⁻	Perborato
(H ₂ PO ₂) ¹⁻	Hipofosfito	(S ₂ O ₂) ²⁻	Tiosulfito	(BiO ₃) ³⁻	Bismutito
(H ₂ PO ₃) ¹⁻	Dihidrógenofosfito	(S ₂ O ₃) ²⁻	Tiosulfato	(AlO ₄) ³⁻	Peraluminato
(H ₂ PO ₄) ¹⁻	Dihidrógenofosfato	(S ₂ O ₅) ²⁻	Pirosulfito	[Fe(CN) ₆] ³⁻	Ferrocianuro
(C ₂ H ₃ O ₂) ¹⁻	Acetato	(S ₂ O ₆) ²⁻	Hiposulfato	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	Ferrocianuro
(PO ₂) ¹⁻	Metafosfito	(S ₂ O ₇) ²⁻	Pirosulfato	(P ₂ O ₅) ⁴⁻	Pirofosfito
(PO ₃) ¹⁻	Metafosfato	(SiF ₆) ²⁻	Fluorsilicato	(P ₂ O ₇) ⁴⁻	Pirofosfato
(AsO ₃) ¹⁻	Metarseniato	(SiO ₃) ²⁻	Metasilicato	(SiO ₄) ⁴⁻	Ortosilicato
(SbO ₂) ¹⁻	Metantimonito	(SnO ₂) ²⁻	Estanito	(SnO ₄) ⁴⁻	Ortoestano
(SbO ₃) ¹⁻	Metantimoniato	(SnO ₃) ²⁻	Estanato	(PbO ₄) ⁴⁻	Ortoplumbato
(BO ₂) ¹⁻	Metaborato	(ZnO ₂) ²⁻	Zincato	(TiO ₄) ⁴⁻	Ortotitanato
(AlO ₂) ¹⁻	Aluminato	(SeO ₃) ²⁻	Selenito	(CO ₄) ⁴⁻	Ortocarbonato
(NO ₂) ¹⁻	Nitrito	(SeO ₄) ²⁻	Seleniato	(P ₂ O ₆) ⁴⁻	Hipofosfato
(NO ₃) ¹⁻	Nitrato	(TeO ₃) ²⁻	Telurito(Teluronito)	(NH ₄) ¹⁺	Ion Amonio Ion Nitronio
(BiO ₃) ¹⁻	Bismutato	(TeO ₄) ²⁻	Telurato(Teluronato)	(PH ₄) ¹⁺	Fosfonio
(BrO) ¹⁻	Hipobromito	(CrO ₄) ²⁻	Cromato	(H ₃ O) ¹⁺	Ion Oxonio Ion Hidronio
(BrO ₂) ¹⁻	Bromito	(Cr ₂ O ₇) ²⁻	Dicromato	(HO) ¹⁺	Ion Hidróxilo
(BrO ₄) ¹⁻	Bromato	(MoO ₄) ²⁻	Molibdato	(UO ₂) ²⁺	Uranilo
(ClO) ¹⁻	Hipoclorito	(MnO ₃) ²⁻	Manganito	(CO) ^{2+, 2-}	Carbonilo
(ClO ₂) ¹⁻	Clorito	(MnO ₄) ²⁻	Manganato		
(ClO ₃) ¹⁻	Clorato	(ReO ₄) ²⁻	Reniato	CH ₃ COO ¹⁻	Acetato
(ClO ₄) ¹⁻	Perclorato			C ₂ H ₃ O ₂	
(IO) ¹⁻	Hipoyodito	(TiO ₃) ²⁻	Metatitanato		
(IO ₂) ¹⁻	Yodito	O ₂	Peróxido		
(IO ₃) ¹⁻	Yodato	PbO ₂	Plumbito		
(IO ₄) ¹⁻	Peryodato	PbO ₃	Plumbato		
(MnO ₄) ¹⁻	Permanganato	B ₄ O ₇	Tetraborato		
(ReO ₄) ¹⁻	Perreniato	(PO ₃) ³⁻	Fosfito		
		(PO ₄) ³⁻	Fosfato		