



GRADO	10°	GRUPO	
DOCENTE	ANDERSON A. CLAVIJO CORTÉS	ASIGNATURA	QUÍMICA

I. COMPETENCIA: Interpretativa**ENLACE QUÍMICO**

La siguiente guía la puede descargar del Blog del ÁREA DE CIENCIAS NATURALES, en el botón Química Décimo-Primer Período

<https://andersonclavijo.wixsite.com/cienciasnaturales>

Desde este enlace puede descargar el libro Hipertexto 1. Editorial Santillana

<https://bit.ly/2wHFCOz>

I. ACTIVIDADES**Gases nobles y regla del octeto**

Los **gases nobles** son denominados gases inertes, dado que no forman moléculas y difícilmente se combinan con otros elementos para formar compuestos. Se encuentran libres en la naturaleza. Su poca reactividad se debe a la configuración electrónica que presentan. Con excepción del helio (He), que tiene dos electrones, todos los gases nobles presentan ocho electrones en su último nivel de energía, lo que permite que sean muy estables. Esta es la cualidad que los caracteriza.

La **capa de valencia** es la capa más externa de cualquier átomo y corresponde al último nivel de energía, tal y como lo explicamos en la semana 3. Los electrones que se encuentran en la capa de valencia se denominan **electrones de valencia**.

Todos los elementos forman compuestos gracias a una fuerza de atracción que mantiene unidos los átomos, creando agrupaciones estables, esta fuerza se denomina **enlace químico**. La formación del enlace químico se explica con la tendencia que tienen todos los átomos de lograr estructuras similares a la del gas noble más cercano dentro de la Tabla Periódica, para adquirir estabilidad, completando ocho electrones en su último nivel de energía. A este comportamiento se le denomina "regla del octeto" y para cumplir con esta regla, los átomos pueden recibir, ceder o compartir electrones.

Tomado y adaptado de: Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto Química 1*. Bogotá, Colombia: Santillana.

Completa la siguiente tabla

Tabla 19: Gases nobles y regla del octeto.

Símbolo químico	Distribución electrónica	Capa de valencia	Electrones de valencia	Recibe, cede o comparte e-	Gas noble más próximo al elemento de la columna uno
O	$1s^2 2s^2 2p^4$				
C	$1s^2 2s^2 2p^2$				
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$				
P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$				
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$				
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$				
Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$				
Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$				



Formación de enlaces y estructuras de Lewis

Las estructuras de Lewis permiten mostrar de forma sencilla los enlaces químicos. El físico y químico Gilbert Newton Lewis sugirió que los átomos pueden alcanzar la estructura estable de gas noble compartiendo pares de electrones. En la estructura de Lewis, el elemento se representa por su símbolo químico, rodeado de pequeños puntos (•) o equis (x) que corresponden al número de electrones presentes en la capa de valencia. Para escribir las estructuras de Lewis, se deben considerar las siguientes reglas:

1. Debe elegirse un átomo central, que debe ser el menos electronegativo, exceptuando el hidrógeno que es átomo terminal porque solo puede formar un enlace.
2. Alrededor del átomo central se ubican los demás átomos de la manera más simétrica posible.
3. Se escribe el número total de electrones de valencia.
4. Para cada enlace que se forma, se debe tener en cuenta un par de electrones.
4. Todos los átomos de los elementos involucrados en el enlace deben tener ocho electrones a su alrededor para completar la regla del octeto.
6. Dibujar para cada átomo sus electrones de valencia y conectar en pares de electrones formando enlaces.

Observe el siguiente ejemplo:

Electrones capa de valencia



Átomos por separado no cumplen la regla del octeto

Estructura de Lewis



Átomos enlazados sí cumplen la regla del octeto

Molécula de cloruro de sodio



Resuelva la siguiente sopa de letras.

Regla del octeto y Lewis

A Z A E S T A B I L I D A D H O Y
Q T E C A P A D E V A L E N C I A
N I O L H L A S Y H Q T H G I T R
G I E M D O Y S C A B E Z E A O E
H G V D O A O W F J F I W T X O G
A I E E J B I J G E L U Z U W K L
O L J K L N O R E A C T I V O S A
O B R Z Q D E I B G S A I D A F D
M E I Y X G E Y G O Q N Z X U V E
O R L E M Y A E A F G L O U R W L
E T S O I B E S N D X O Z B Y A O
G L I J B Y M H I E I Z L O L M C
U E S N A W W U V N R Y K E A E T
I W A Z A I O W J O E G Q Q C K E
U I O G D O L H V D E R I E T Q T
O S G R A C H E G X E E T A R U O
V P A Y I X E E H N W V F E G S G

- 1 Gas Inerte
- 2 Regla del octeto
- 3 Gilbert Lewis
- 4 Capa de valencia
- 5 Átomo
- 6 Gas noble
- 7 Nivel de energía
- 8 No reactivos
- 9 Estabilidad



Enlace químico

A excepción de casos muy raros, la materia no se desintegra espontáneamente. La desintegración se evita por las fuerzas que actúan a nivel iónico y molecular. A través de las reacciones químicas, los átomos tienden a llegar a estados más estables con menores niveles de energía potencial química. Como ya se sabe, cuando dos o más átomos se unen, forman una molécula. Esta puede estar constituida por átomos de un mismo elemento o por átomos de elementos diferentes. Surge entonces la pregunta:

¿cómo se mantienen unidos los átomos? La respuesta la dan los enlaces químicos.

Un enlace químico es el resultado de la fuerza de atracción que mantiene unidos los átomos para formar moléculas. Los electrones que intervienen en el enlace son los que están ubicados en el último nivel de energía, el nivel de valencia; estos electrones pueden pasar de un átomo a otro para completar el número de electrones del último nivel y así estabilizar electrónicamente el átomo. Los átomos pueden utilizar dos mecanismos para formar enlaces químicos, dependiendo del número de electrones de valencia que poseen. Estos mecanismos son en primer lugar, de transferencia de



electrones que se presenta cuando un átomo transfiere sus electrones a otro átomo permitiéndole que complete ocho en su último nivel de energía y, en segundo lugar, compartimiento de electrones que se presenta cuando dos átomos comparten uno o más electrones de valencia y así ambos completar ocho electrones de valencia.

Tomado y adaptado de: Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). Guía de recursos Ciencias Naturales 7, Bogotá, Colombia: Santillana.

Enlace iónico

Cuando un átomo cede un electrón, el número de protones será mayor que el número de electrones y se generará una carga positiva (+) en el átomo, pero si gana un electrón el número de protones será menor que el número de electrones y se generará una carga negativa (-); en ambos casos se habrán formado iones.



La carga del ion dependerá del número de iones cedidos o ganados; si un átomo gana dos electrones tendrá dos cargas negativas; si pierde dos electrones tendrá dos cargas positivas. Estos iones tienen cargas eléctricamente contrarias por lo cual pueden atraerse mutuamente y formar un enlace iónico, dando lugar a un compuesto iónico.

El enlace químico iónico se forma por transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro. Por lo general, la unión de un elemento metálico con un no metal es de tipo iónico.

Tomado y adaptado de: Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). *Guía de recursos Ciencias Naturales 7*, Bogotá, Colombia: Santillana.

Figura 6: Enlace iónico del NaCl

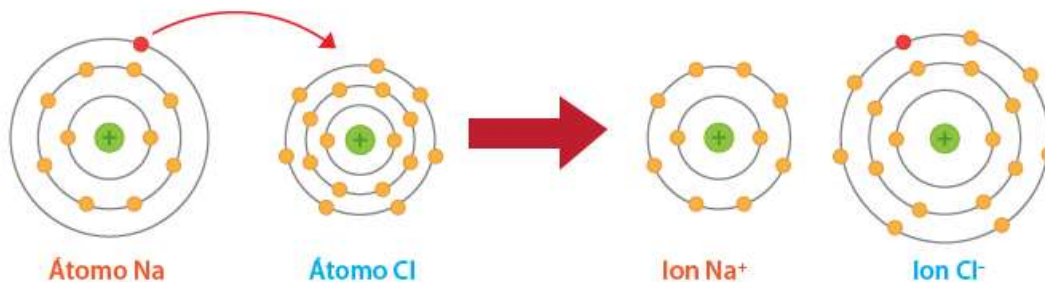


Imagen tomada de: <http://lasmaravillasdelagua564.blogspot.com.co/2011/02/estructura-molecular-del-agua-enlaces.html>



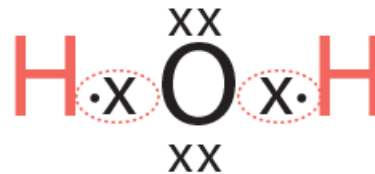
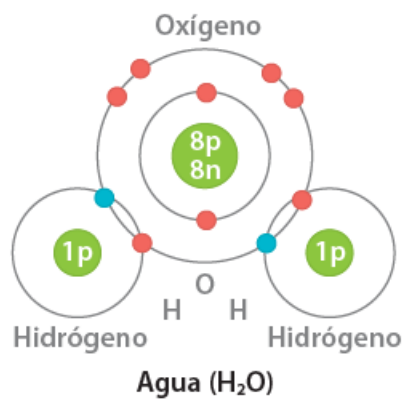
Enlace covalente

No todos los átomos ceden o ganan electrones cuando forman enlaces. Un **enlace covalente** se forma cuando dos átomos comparten uno o más de dos pares de electrones para completar cada uno ocho electrones en su último nivel. En este enlace, no hay formación de iones y se presenta principalmente entre los no metales. Los electrones compartidos en un enlace covalente pertenecen a ambos átomos. Cada par de electrones compartidos se representa por una línea que une los dos símbolos de átomos.

Ejemplo: la molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (no metales).

Tomado y adaptado de: Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). *Guía de recursos Ciencias Naturales 7*, Bogotá, Colombia: Santillana.

Figura 7: Diagrama de Böhr y estructura del enlace en la molécula de agua.





Clases de enlaces covalentes

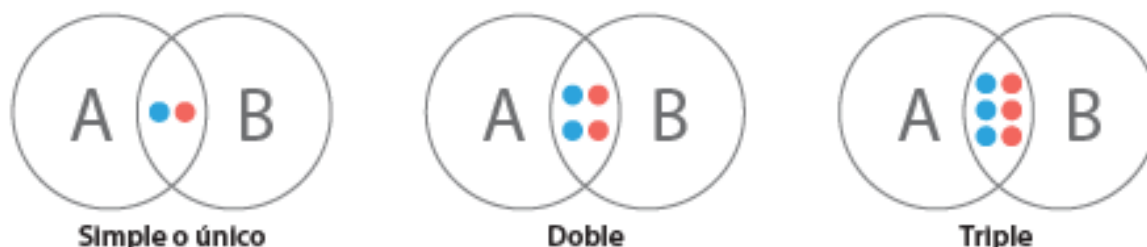
Dependiendo del número de enlaces compartidos, los enlaces covalentes pueden ser simples o sencillos, dobles o triples.

Enlace covalente sencillo: es el que se forma cuando los átomos que se unen comparten un par de electrones; cada átomo aporta un electrón, como en el caso del HCl.

Enlace covalente doble: es el que se forma cuando los átomos que se unen comparten dos pares de electrones; cada átomo aporta un par. Se representa con dos líneas (=).

Ejemplo: la molécula de oxígeno

Figura 8. Enlace covalente



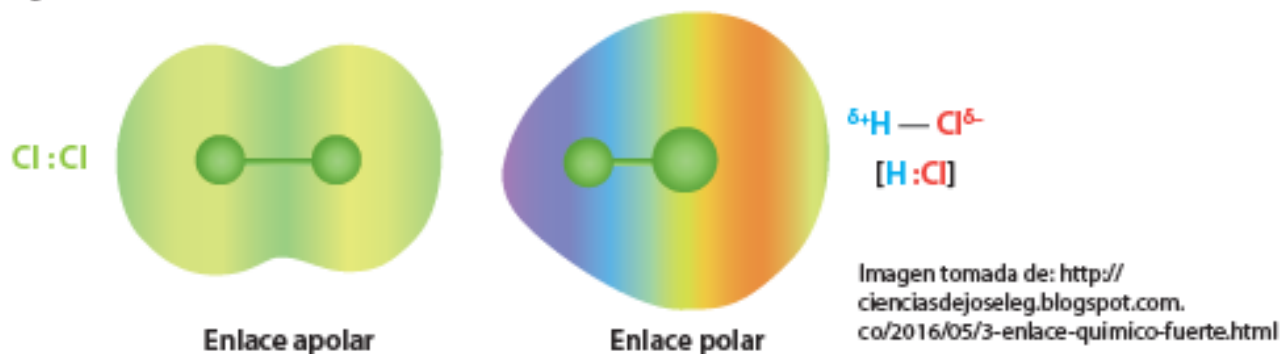
Enlace covalente triple: es el que se forma cuando se comparten tres pares de electrones; cada átomo aporta tres electrones. Su representación es de tres líneas (\equiv).

Ejemplo: la molécula del nitrógeno.

También los enlaces covalentes se diferencian en **polar** y **apolar** dependiendo de la electronegatividad de cada átomo.

Enlace covalente apolar: cuando las moléculas están formadas por dos átomos iguales, estas no presentan diferencia en la electronegatividad, por lo cual son conocidas como moléculas apolares (sin polos). Los pares de electrones compartidos son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad. También se da el enlace apolar cuando la diferencia de electronegatividad es inferior a 0,5.

Figura 9.





Enlace covalente polar: cuando los átomos se enlazan, tienen una electronegatividad diferente. En la molécula se establece una zona donde se concentra una mayor densidad electrónica, originándose así un polo positivo y uno negativo. Por consiguiente, la zona que pertenece al átomo de mayor electronegatividad, será el polo negativo y la de menor electronegatividad, será la del polo positivo. La diferencia de electronegatividad entre los dos átomos de diferentes elementos del enlace polar debe ser entre 0,5 y 1,6 superior a este valor es un enlace iónico. En la figura se indican las cargas parciales (positiva y negativa) mas no se representa la carga de cada ion. $HCl \rightarrow H + \delta - - Cl - \delta$

Enlace covalente coordinado: este enlace tiene lugar entre distintos átomos y se caracteriza porque los electrones que se comparten son aportados por uno solo de los átomos que se enlazan. El átomo que aporta el par de electrones se denomina dador y el que lo recibe, receptor.

El enlace covalente coordinado se representa por medio de una flecha que parte del átomo que aporta los dos electrones y se dirige hacia el átomo que no aporta ninguno. El SO_2 es una molécula en la cual se presenta un enlace covalente doble y dativo.

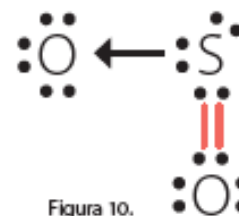


Figura 10.

Tomado y adaptado de:

- Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). *Guía de recursos Ciencias Naturales 7*, Bogotá, Colombia: Santillana.
- Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto Química 1*. Bogotá, Colombia: Santillana.

II. ACTIVIDADE DE EVALUACIÓN

- Resolución del cuestionario (formulario de Google Drive). Valor 50% de la nota en el seguimiento
- Devolución de guía (informe del cuaderno que se le entregará formato para hacerlo en computador o un documento organizado en .pdf, que se debe enviar al correo electrónico). Valor 50% de la nota en e seguimiento.

Correo electrónico de la asignatura:

cienciasnaturalesquimica2016@gmail.com

III. METODOLOGÍA DE TRABAJO: virtual, con ayuda de herramientas de ofimática.

IV. BIBLIOGRAFÍA

Hipertexto 1 Editorial Santillana

Este tema has sido tomado con fines didácticos y pedagógicos y adaptado de:

http://aprende.colombiaaprende.edu.co/sites/default/files/naspublic/plan_choco/ciencias_7_b4_s4_est.pdf

Lo invito a ver los siguientes videos :

Nuestro amigo el átomo

Video No 1

<https://www.youtube.com/watch?v=N0aAwb2rivA&t=9s>

Video No 2

<https://www.youtube.com/watch?v=CrxRPstOT1M&t=2s>

Video No 3

<https://www.youtube.com/watch?v=-LcQclCH1H4&t=7s>

Video No 4

<https://www.youtube.com/watch?v=c2c3kAlbLIU&t=3s>

Video No 5

<https://www.youtube.com/watch?v=l2Y7o4eoMyg&t=5s>

V. PORCENTAJE DE VALORACIÓN

- **Resolución del cuestionario (formulario de Google Drive). Valor 50% de la nota en el seguimiento**
- **Devolución de guía (informe del cuaderno que se le entregará formato para hacerlo en computador o un documento organizado en .pdf, que se debe enviar al correo electrónico). Valor 50% de la nota en e seguimiento.**

VI. CONDICIONES DE ENTREGA AL DOCENTE

- Formulario de Google Drive
- Informe escrito de la elaboración del trabajo, muestra fotográfica.