

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

I. COMPETENCIA: Interpretativa

ENLACE QUÍMICO II

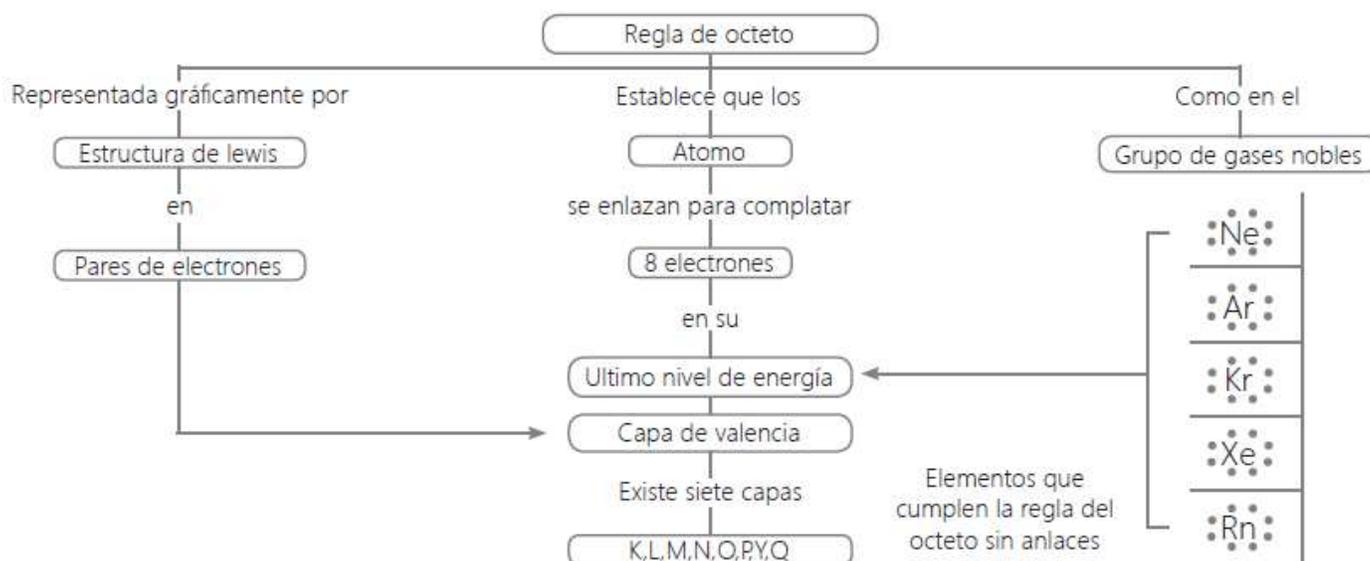
La siguiente guía la puede descargar del Blog del ÁREA DE CIENCIAS NATURALES, en el botón Química Décimo-Primer Período

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

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

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

I. ACTIVIDADES



Estructura de Lewis y enlaces químicos.

Gilbert Lewis fue la persona que creó la representación de los electrones de valencia en un átomo. Lo realizó por medio de puntos alrededor del símbolo del elemento, un punto por cada electrón. Por ejemplo el sodio tiene un electrón de valencia, entonces se representa así: Na°.

Gracias a esta representación, se puede explicar de manera más clara lo que ocurre en los tres tipos de enlaces químicos, iónico, covalente y metálico.



Grupo
electrones
de valencia

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	2	3	4	5	6	7	8
H [*]	Be	B [*]	C	N	O	F	Ne
Li [*]	Mg	Al [*]	Si	P	S	Cl	Ar
Na [*]	Ca	Ga [*]	Ge	As	Se	Br	Kr
K [*]	Sr	In [*]	Sn	Sb	Te	I	Xe
Rb [*]	Ba	Ta [*]	Pb	Bi	Po	At	Rn

¿Qué son los gases nobles?

se debe a que estos elementos no conforman compuestos, es decir, son estables, y de allí la analogía de su nombre. La configuración electrónica de los gases nobles determina que todos tienen ocho electrones en su último nivel de energía. A esta condición se le conoce como regla del octeto, pues los átomos alcanzan su estabilidad química al completar ocho electrones de valencia en su nivel más externo.

Excepciones a la regla del octeto

Existen tres excepciones a la regla del octeto.

1. El Helio, aunque se encuentra en el mismo grupo de los gases nobles, en su configuración electrónica se evidencian solo dos electrones en su capa de valencia.
2. Octeto incompleto: cuando los átomos no completan sus ocho electrones de valencia
 - H₂ : Dihidrógeno
 - BeH₂ : Hidruro de berilio
 - BH₃ : Hidruro de boro
 - AlCl₃ : Cloruro de aluminio
 - BF₃ : Fluoruro de boro
 - AlI₃ : Yoduro de aluminio
3. Octeto expandido: cuando los átomos sobrepasan los 8 electrones de valencia
 - PCl₅: Pentacloruro de fósforo
 - SF₆: Hexafluoruro de azufre
 - H₂SO₄: ácido sulfúrico

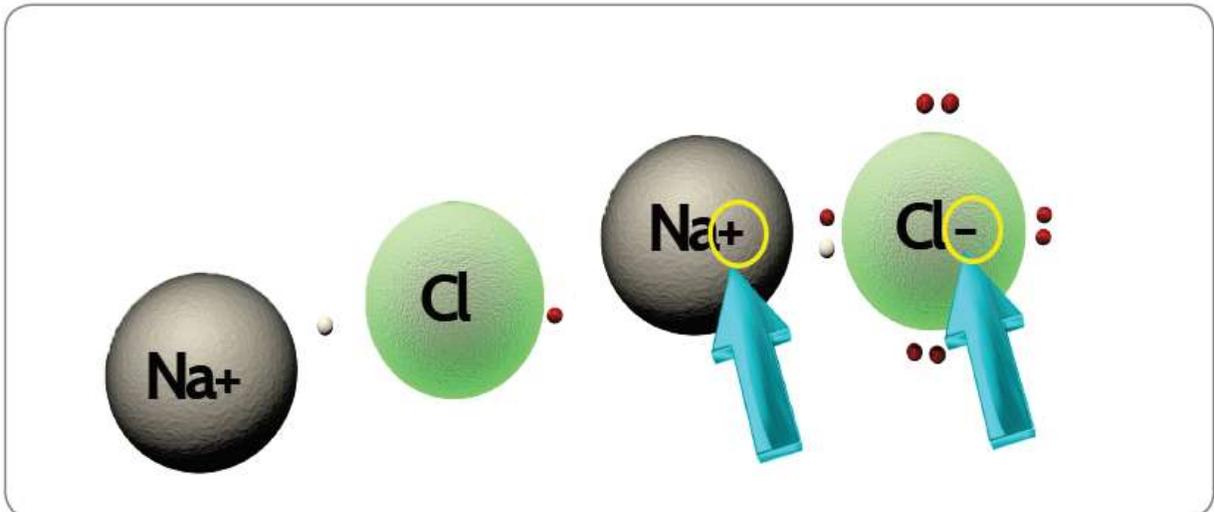
TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS



Enlace iónico

Se establece entre átomos que tienen grandes diferencias de electronegatividad, y tienden a ceder electrones con facilidad, por esta razón se forma de la unión de elementos metálicos y no metálicos.

🕒 Ejemplo: el átomo de sodio transmite su electrón de valencia al cloro.

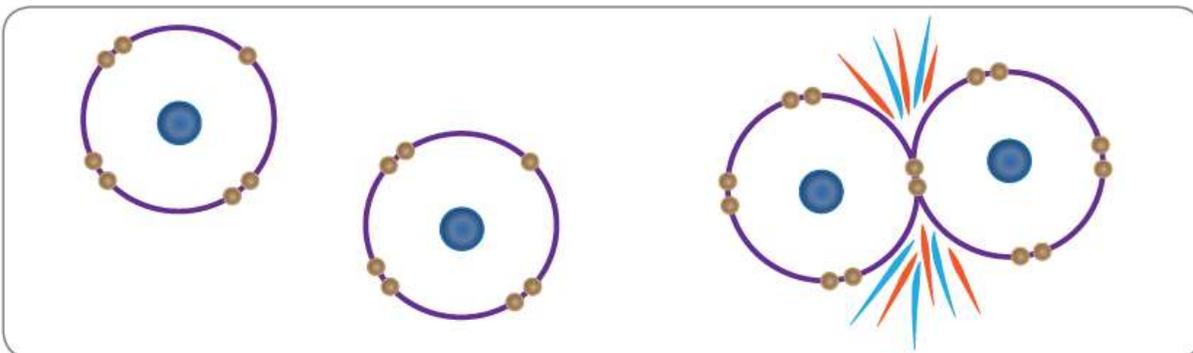




Enlace covalente

Los enlaces covalentes están formados por átomos no metálicos. Los átomos no metálicos no pueden ceder ni ganar electrones entre sí, se unen compartiendo electrones de valencia.

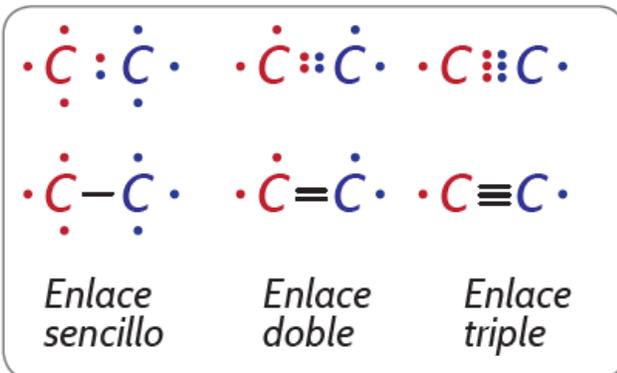
💡 Ejemplo: dos átomos de cloro se unen para formar. Cl₂



Enlace covalente simple: se forma cuando dos átomos comparten solo un par de electrones. Cl₂

Enlace covalente doble: se forma cuando dos átomos comparten dos pares de electrones. Ejemplo dióxido de carbono CO₂

Enlace covalente triple: se forma cuando dos átomos comparten tres pares de electrones. Ejemplo el acetileno C₂ H₂



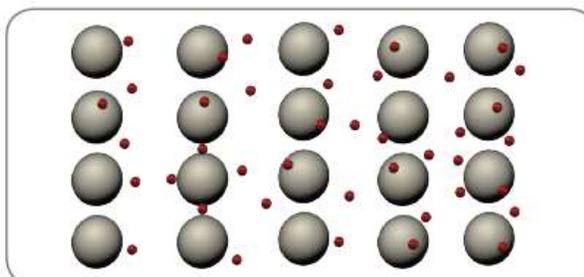
Enlace covalente apolar: este tipo de enlace se da en átomos con la misma electronegatividad, los electrones compartidos son atraídos por ambos núcleos. Sin generar polos o cargas parciales.

Enlace covalente polar: este tipo de enlace se da en átomos con diferente electronegatividad; uno de los átomos atrae con mayor intensidad los electrones compartidos, originando diferencia de cargas en los extremos de los enlaces.

Enlace metálico

Los enlaces metálicos se presentan entre elementos metálicos, debido a que tienen pocos electrones en su última capa de valencia, por lo general 1 y 3.

💡 Un ejemplo de enlace metálico es el que se presenta entre iones positivos (catión) del sodio Na⁺. Los iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando la red metálica.





Determina en los siguientes compuestos a qué tipo de enlace corresponde y dibuja la estructura de Lewis.

H₂O _____

Representación Lewis:

CO₂ _____

Representación Lewis:

NaCl _____

Representación Lewis:

Fuerzas intermoleculares y propiedades macroscópicas

Las propiedades de la materia se podrían describir partiendo de la temperatura de ebullición y la temperatura de fusión, todos estos procesos tienen relación con las fuerzas que mantienen unidas a las partículas que constituyen cada una de las sustancias. A estas fuerzas las denominamos interacciones intermoleculares. A la fuerza de interacción entre moléculas se le conoce como "fuerzas intermoleculares" y tienen cuatro clasificaciones principales.

Fuerzas de van der Waals

Son fuerzas intermoleculares débiles, se presentan en moléculas apolares, como el O₂ y el CH₄. Por el movimiento de los electrones se producen momentos de desequilibrio, generando polos positivos y negativos.

Atracción dipolo-dipolo

Son fuerzas intermoleculares que se presentan entre dos moléculas polares. Esta interacción se produce entre la zona cargada negativamente de una molécula y la positiva de otra. Las moléculas polares forman los sólidos, líquidos y gases.



Atracción ion-dipolo

Son fuerzas intermoleculares que se presentan entre los iones de una sustancia con los polos de las moléculas covalentes polares.

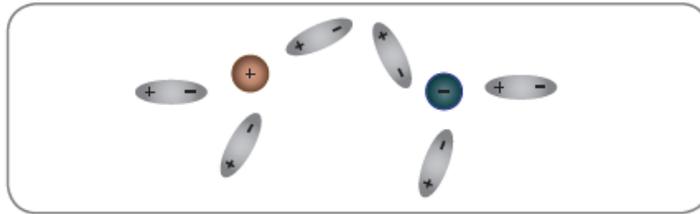


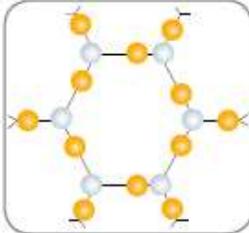
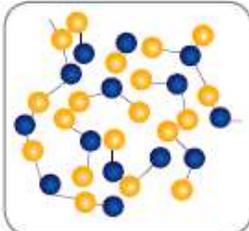
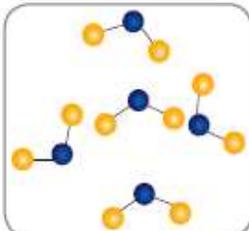
Figura 58. Ion dipolo- dipolo

Puente de hidrógeno

Son fuerzas intermoleculares que se presentan entre enlaces polares, como: F - H; O - H y N - H. Las fuerzas por puente de hidrógeno se establecen entre los elementos con un alto nivel de electronegatividad. Un ejemplo es el agua H_2O , los puentes de hidrogeno son los responsables de que la molécula del agua hierva a 100 °C.



Relaciona las fuerzas de interacción de las moléculas de agua en sus tres estados, compara su temperatura y explica lo que observas en las fuerzas de interacción.

Estado de la materia	Temperatura	Estructura de fuerza interacciones
 Figura 59. Hielo		 _____ _____ _____ _____
 Figura 60. Agua		 _____ _____ _____ _____
 Figura 61. Vapor de un géiser		 _____ _____ _____

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:

https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/G_8/S/SM/SM_S_G08_U02_L01.pdf

Lo invito a ver los siguientes videos :

Tipos de enlaces químicos: Iónicos, Covalentes, y Metálico

<https://youtu.be/WnVFcnGvJ-Y>

Estructura de Lewis

<https://youtu.be/dWh4wf5VgMs>

Fuerzas intermoleculares: Van der Waals, London, y enlaces de Hidrógeno

<https://youtu.be/dWh4wf5VgMs>

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.