	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA DIVINA PASTORA “AMOR, ELEGANCIA Y EXCELENCIA”	DP – 2019 – F08
	GESTIÓN ACADÉMICA	Versión: 01
	GUÍA DE ESTUDIO	08 de enero de 2019

DOCENTE:	Jorge Augusto Hernández Mora	GRADO:	Décimo
ÁREA:	Ciencias Naturales	ASIGNATURA:	Química
COMPETENCIA:	<p><i>Uso comprensivo del conocimiento científico:</i> Identifica las características de algunos fenómenos de la naturaleza basado en el análisis de información y conceptos propios del conocimiento científico.</p> <p><i>Explicación de Fenómenos:</i> Explica cómo ocurren algunos fenómenos de la naturaleza basado en observaciones, en patrones y en conceptos propios del conocimiento científico.</p> <p><i>Indagación:</i> Deriva conclusiones para algunos fenómenos de la naturaleza basándose en conocimientos científicos y en la evidencia de su propia investigación y de la de otros.</p>		
DBA:	Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) posibilitan la formación de compuestos inorgánicos.		
TEMAS:	<ul style="list-style-type: none"> • Tipos de Enlaces • Cálculos con moléculas, átomos, masas moleculares, moles 		

TIPOS DE ENLACES

CONCEPTUALIZACIÓN Y EJEMPLOS

REGLA DEL OCTETO


La regla del octeto establece que los átomos de los elementos se enlazan unos a otros en el intento de completar su capa de valencia (último nivel de energía). La denominación “regla del octeto” surgió en razón de la cantidad establecida de electrones para la estabilidad de un elemento, o sea, el átomo queda estable cuando presenta en su capa de valencia 8 electrones.

Para alcanzar tal estabilidad sugerida por la regla del octeto, cada elemento precisa ganar o perder o compartir electrones en los enlaces químicos, de esa forma ellos adquieren ocho electrones en la capa de valencia.

ESTRUCTURA DE LEWIS

La formación de muchos compuestos comunes puede ser visualizada con el uso de los símbolos de Lewis y los diagramas de Lewis. En un símbolo de Lewis, las capas completas de los electrones internos pueden ser consideradas como incluidas en el símbolo químico del elemento, y electrones de valencia, están representados por puntos.

Cada elemento, de acuerdo a su ubicación en la tabla periódica, presenta electrones de valencia, por ejemplo, un elemento ubicado en el grupo IA tiene 1 electrón de valencia, un elemento del grupo VIA tiene 6 electrones de valencia.

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA DIVINA PASTORA “AMOR, ELEGANCIA Y EXCELENCIA”	DP – 2019 – F08
	GESTIÓN ACADÉMICA	Versión: 01
	GUÍA DE ESTUDIO	08 de enero de 2019

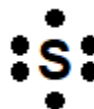
Sodio (Grupo IA)



Magnesio (Grupo IIA)



Azufre (Grupo VIA)



Cloro (Grupo VIIA)



ENLACE IÓNICO

Un ion es una partícula cargada eléctricamente. Los enlaces iónicos son enlaces que se forman entre iones con cargas opuestas. Un **Catión** (Ion con carga positiva) se une a un **Anión** (Ion con carga negativa) para formar un enlace iónico, donde el catión cede electrones y el anión gana electrones para completar los 8 electrones en la capa de valencia.

Por lo general, el enlace iónico se presenta cuando un metal (Catión) reacciona con un no metal (Anión) para integrar un compuesto, entre grupos IA y IIA con elementos del grupo VIA y VIIA. El elemento que gana electrones se convierte en un anión (Negativo) y el elemento que cede electrones, se convierte en un catión (Positivo).

EJEMPLOS:

- Enlace Iónico entre Sodio (Grupo IA) y Cloro (Grupo VIIA) para formar NaCl.



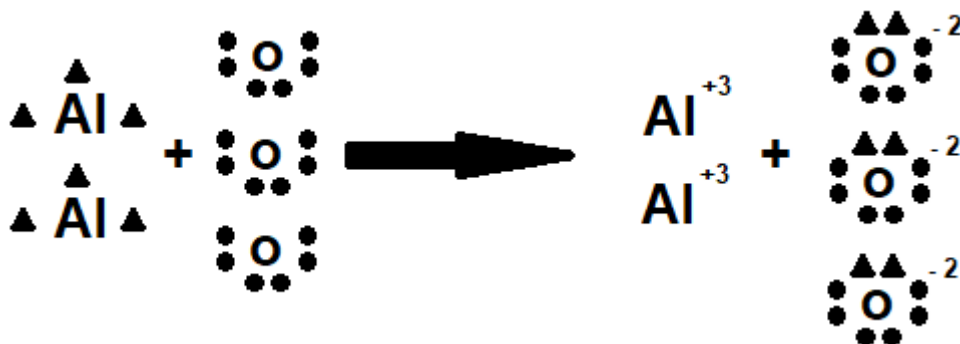
- Enlace Iónico entre Magnesio (Grupo IIA) y Oxígeno (Grupo VIA) para formar MgO.




- Enlace Iónico entre Calcio (Grupo IIA) y Cloro (Grupo VIIA) para formar CaCl₂.



- Enlace Iónico entre Aluminio (Grupo IIIA) y Oxígeno (Grupo VIA) para formar Al₂O₃.



	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA DIVINA PASTORA “AMOR, ELEGANCIA Y EXCELENCIA”	DP – 2019 – F08
	GESTIÓN ACADÉMICA	Versión: 01
	GUÍA DE ESTUDIO	08 de enero de 2019

ENLACE COVALENTE

Otra manera como los átomos se vuelven más estables es al **compartir** electrones formando así enlaces covalentes. Estos enlaces son más comunes que los enlaces iónicos en las moléculas de los organismos vivos. Se pueden compartir uno, dos o tres pares de electrones, lo que resulta en enlaces simples, dobles o triples, respectivamente.

Por lo general, el enlace covalente se presenta entre elementos iguales o elementos de grupos cercanos, para completar la regla del octeto. El Hidrógeno es el único elemento que cumple la Regla de Octeto con 2 electrones.

EJEMPLOS:

- Enlace covalente simple entre 2 átomos de Flúor (Grupo VIIA).



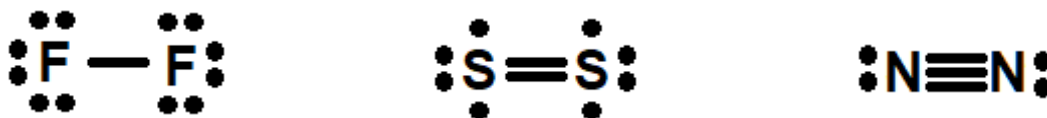
- Enlace covalente doble entre 2 átomos de Azufre (Grupo VIA).



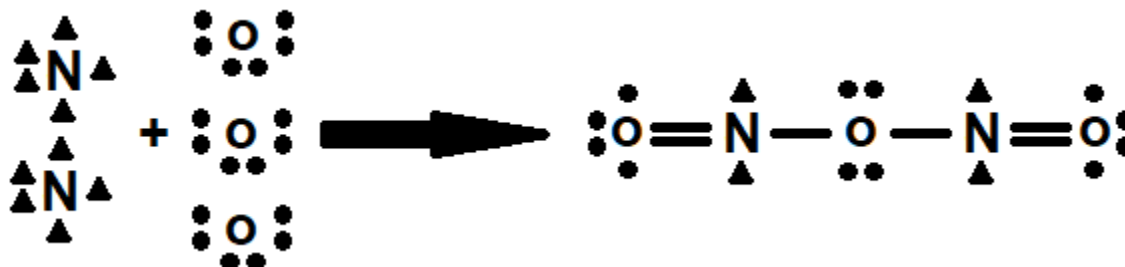
- Enlace covalente triple entre 2 átomos de Nitrógeno (Grupo VA).




NOTA: Los enlaces covalentes se indican con una raya entre los símbolos de los átomos que los forman; ésta representa el par de electrones compartidos.



- Enlace covalente entre 2 átomos de Nitrógeno (Grupo VA) y 3 átomos de Oxígeno (Grupo VIA).



	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA DIVINA PASTORA “AMOR, ELEGANCIA Y EXCELENCIA”	DP – 2019 – F08
	GESTIÓN ACADÉMICA	Versión: 01
	GUÍA DE ESTUDIO	08 de enero de 2019

EJERCICIOS

Realice la Estructura de Lewis de cada enlace y determine el tipo de enlace, iónico o covalente:

1. $Sb_2 Te_3$
2. $S Cl_6$
3. $N_2 O_5$
4. $C_3 H_6$

----- 0 -----

CÁLCULOS CON MASAS, MOLÉCULAS, ÁTOMOS, MASAS MOLECULARES, MOLES

CONCEPTUALIZACIÓN

MASA ATÓMICA

La masa atómica de un elemento químico es la masa de uno de sus átomos medida en unidades de masa atómica (uma). La relación entre la unidad de masa atómica (u) y el gramo (g) es:

$$1 \text{ gramo} = 6,02 \times 10^{23} \text{ uma}$$

La masa de un elemento químico está escrita en cada una de las casillas del Sistema Periódico, sobre o bajo el símbolo del elemento químico correspondiente.

24 Cr Cromo 51,996	25 Mn Manganeso 54,938	26 Fe Hierro 55,847	27 Co Cobalto 58,933	28 Ni Niquel 58,71	29 Cu Cobre 63,54	30 Zn Zinc 65,37	31 Ga Galio 69,72
------------------------------------	--	-------------------------------------	--------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------

Para mayor comodidad, la masa atómica a partir de la tabla periódica se aproxima, por ejemplo:

Masa Atómica Cromo (Cr) = 52 g	Masa Atómica Hierro (Fe) = 56 g	Masa Atómica Zinc (Zn) = 65 g
--------------------------------	---------------------------------	-------------------------------

MASA MOLECULAR


Una sustancia química está formada por la unión de distintos tipos de átomos mediante enlaces químicos. Las sustancias químicas poseen una fórmula química que las identifica. Si la sustancia es molecular, la fórmula indica cuáles son los elementos químicos y en qué cantidad están presentes en la molécula.

Para hallar la masa molecular se multiplica el número de átomos por la masa atómica de cada elemento, y posteriormente, se suman las masas atómicas de cada elemento. Por ejemplo:

- Teniendo en cuenta, que $Fe = 56 \text{ g}$ y $O = 16 \text{ g}$. La masa molecular del Fe_2O_3 equivale a:

$$\text{Masa } Fe_2O_3 = (56 \text{ g} \times 2) + (16 \text{ g} \times 3) = 160 \text{ g } Fe_2O_3$$

La masa molecular del Fe_2O_3 corresponde a 160 g.

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA DIVINA PASTORA "AMOR, ELEGANCIA Y EXCELENCIA"	DP – 2019 – F08
	GESTIÓN ACADÉMICA	Versión: 01
	GUÍA DE ESTUDIO	08 de enero de 2019

- Teniendo en cuenta, que H = 1 g, S = 32 g y O = 16 g. La masa molecular del H₂SO₄ equivale a:

$$\text{Masa } H_2SO_4 = (1 \text{ g} \times 2) + (32 \text{ g} \times 1) + (16 \text{ g} \times 4) = 98 \text{ g } H_2SO_4$$

La masa molecular del H₂SO₄ corresponde a 98 g.

CONCEPTO DE MOL

Un mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,02 \times 10^{23}$ (Se conoce como Número de Avogadro) unidades elementales de esa sustancia. Por tanto, se establece la siguiente igualdad:

$$1 \text{ mol de Elemento} = \text{Masa Atómica} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol de Compuesto} = \text{Masa Molecular} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Por ejemplo,

$$1 \text{ mol de Fe} = 56 \text{ g} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos Fe}$$

$$1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 = 160 \text{ g} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas Fe}_2\text{O}_3$$

EJEMPLOS

Con base en lo anterior, resolver para cuando se trate de átomos:

- Calcular el número de átomos presentes en 300 g de Hierro (Fe):

$$300 \text{ g Fe} \left(\frac{1 \text{ Mol Fe}}{56 \text{ g Fe}} \right) \left(\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ Mol Fe}} \right) = 3,22 \times 10^{24} \text{ átomos Fe}$$

- Calcular el número de átomos presentes en 800 g de Oro (Au):


$$800 \text{ g Au} \left(\frac{1 \text{ Mol Au}}{197 \text{ g Au}} \right) \left(\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos Au}}{1 \text{ Mol Au}} \right) = 2,44 \times 10^{24} \text{ átomos Au}$$

- Calcular el número de gramos presentes en $4,9 \times 10^{24}$ átomos de Azufre (S):

$$4,9 \times 10^{24} \text{ átomos S} \left(\frac{1 \text{ Mol S}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos S}} \right) \left(\frac{32 \text{ g S}}{1 \text{ Mol S}} \right) = 260,46 \text{ g S}$$

- Calcular el número de gramos presentes en $7,1 \times 10^{24}$ átomos de Arsénico (As):

$$7,1 \times 10^{24} \text{ átomos As} \left(\frac{1 \text{ Mol As}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos As}} \right) \left(\frac{75 \text{ g As}}{1 \text{ Mol As}} \right) = 884,55 \text{ g As}$$

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA DIVINA PASTORA "AMOR, ELEGANCIA Y EXCELENCIA"	DP – 2019 – F08
	GESTIÓN ACADÉMICA	Versión: 01
	GUÍA DE ESTUDIO	08 de enero de 2019

De igual forma, para cuando se trate de compuestos, se calcula con base en el número de átomos de cada elemento:

- Calcular el número de átomos presentes de Fe y O en 550 g de Fe_2O_3 .

$$550 \text{ g } Fe_2O_3 \left(\frac{1 \text{ Mol } Fe_2O_3}{160 \text{ g } Fe_2O_3} \right) \left(\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } Fe_2O_3}{1 \text{ Mol } Fe_2O_3} \right) \left(\frac{2 \text{ átomos } Fe}{1 \text{ molécula } Fe_2O_3} \right)$$

$$= 4,13 \times 10^{24} \text{ átomos } Fe$$

Con este valor, se calcula los átomos de O,

$$4,13 \times 10^{24} \text{ átomos } Fe \left(\frac{3 \text{ átomos } O}{2 \text{ átomos } Fe} \right) = 6,19 \times 10^{24} \text{ átomos } O$$

- Calcular el número de átomos presentes de H, S y O en 360 g de H_2SO_4 .

$$360 \text{ g } H_2SO_4 \left(\frac{1 \text{ Mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} \right) \left(\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } H_2SO_4}{1 \text{ Mol } H_2SO_4} \right) \left(\frac{2 \text{ átomos } H}{1 \text{ molécula } H_2SO_4} \right)$$

$$= 4,42 \times 10^{24} \text{ átomos } H$$

$$4,42 \times 10^{24} \text{ átomos } H \left(\frac{1 \text{ átomo } S}{2 \text{ átomos } H} \right) = 2,21 \times 10^{24} \text{ átomos } S$$

$$4,42 \times 10^{24} \text{ átomos } H \left(\frac{4 \text{ átomos } O}{2 \text{ átomos } H} \right) = 8,84 \times 10^{24} \text{ átomos } O$$

EJERCICIOS

1. Calcular el número de átomos presentes en 150 g de Plata (Ag).
2. Calcular el número de átomos presentes en 230 g de Potasio (K).
3. Calcular el número de gramos presentes en $9,2 \times 10^{24}$ átomos de Bromo (Br):
4. Calcular el número de gramos presentes en $8,7 \times 10^{24}$ átomos de Fósforo (P):
5. Calcular el número de átomos presentes de K, Cr y O en 600 g de $K_2Cr_2O_7$.
6. Calcular el número de átomos presentes de Fe, S y O en 390 g de $FeSO_4$.