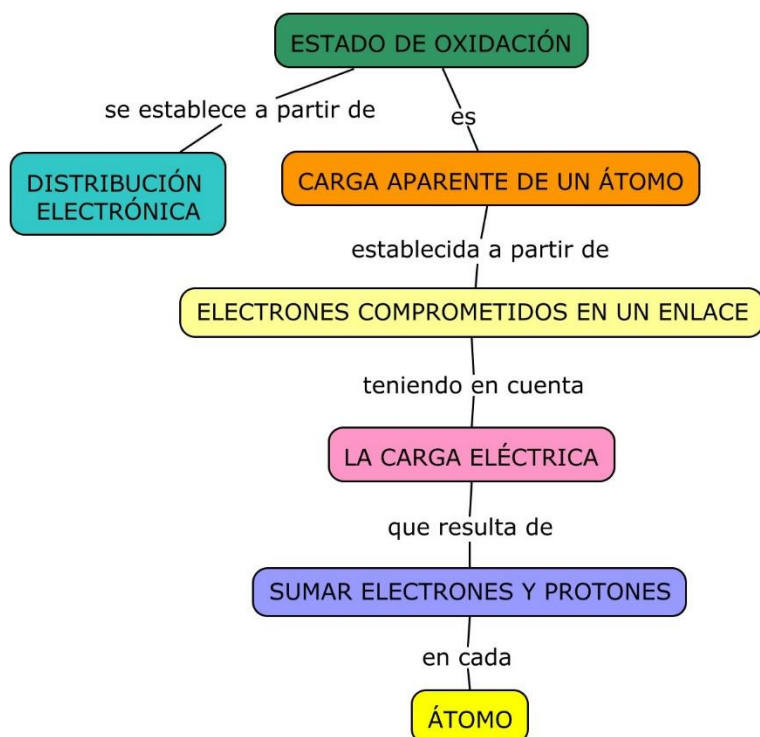


I.E.D. MONSEÑOR AGUSTÍN GUTIÉRREZ - FÓMEQUE			
	Asignatura: Química	Grado: DÉCIMO	Periodo: 1
	Docente: Gloria Inés Dávila Ríos		
ESTADOS DE OXIDACIÓN			ESTUDIANTE: _____ Curso: _____
ESTÁNDAR: Relaciono la estructura de las moléculas orgánicas e inorgánicas con sus propiedades físicas y químicas y su capacidad de cambio químico.			DBA: Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (óxido – reducción, descomposición, neutralización) posibilita la formación de compuestos inorgánicos.
DESEMPEÑOS: PARA APRENDER: asignar los números de oxidación a elementos y compuestos. PARA HACER: Escribe los números de oxidación en diferentes clases de compuestos. PARA SER: lo que se propone lo lleva a término y con calidad. PARA CONVIVIR: comprende a los demás y los trata con empatía			EVALUACIÓN. ➤ Trabajo y participación en clase ➤ Desarrollo de las actividades propuestas ➤ Puntualidad y calidad del trabajo en la entrega ➤ Trato respetuoso con compañeros y docentes
			Fuentes de consulta o material de apoyo https://www.youtube.com/watch?v=DGUcAiQPdy0 cálculo del número de oxidación



ESTADOS DE OXIDACIÓN

Cada átomo de un compuesto se caracteriza por un estado de oxidación, debido a los electrones ganados o perdidos (totalmente en los compuestos iónicos o parcialmente en los covalentes) con respecto al átomo aislado. El número que indica este estado se llama **número de oxidación** o **valencia** del elemento en dicho compuesto.

El número de oxidación se define como la carga eléctrica que se asigna a un átomo en un compuesto.

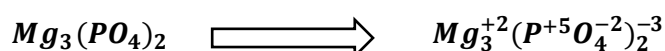
Para asignar es estado de oxidación a cada átomo en un compuesto químico se emplea un conjunto de reglas, que se pueden resumir del modo siguiente:

1. El número atómico de un elemento en **estado libre es cero -0-**, en cualquiera de las formas que se presenten. Ejemplo: Sc^0 , Br_2^0 , Ni^0 , N_2^0
2. El número de cualquier ion monoatómico

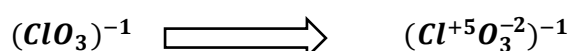
es igual a su carga eléctrica. Ejemplo: Cl^{-1} , Fe^{+2} .

3. El número de oxidación del **H es +1**, excepto en los hidruros metálicos, que es -1
4. El número de oxidación del **O es -2**, excepto en los peróxidos que es -1.
5. La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos es cero. Ejemplo. H_2SO_4
Para asignar los números tenemos entonces. $H=+1$; $S=+6$; $O=-2$, como tenemos 2 átomos de hidrógeno lo multiplicamos por 1 y tenemos cuatro átomos de oxígeno lo multiplicamos por 4. Entonces queda así:
 $H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2}$ entonces: $(+1 \times 2) + 6 + (-2 \times 4) = 0$; $8 - 8 = 0$
6. Si se trata de un ion poliatómico la suma algebraica debe ser igual a la carga del ion. Ejemplo $(SO_4)^{-2}$, en este caso el $S=+6$; $O=-2$, como tenemos cuatro átomos de oxígeno multiplicamos por cuatro.
 $(S^{+6}O_4^{-2})^{-2}$ entonces: $+6 + (-2 \times 4) = -2$

EJEMPLO 1: asignar los números de oxidación para la siguiente molécula:



EJEMPLO 2: asignar los números de oxidación para el siguiente ion



ACTIVIDAD: determinar el número de oxidación para cada uno de los iones y moléculas

MOLÉCULAS		IONES	
Cu(OH)_2	$\longrightarrow \text{Cu}^{+2}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_2^{-1}$	$(\text{HSO}_3)^{-1}$	$\longrightarrow (\text{H}^{+1}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2})^{-1}$
1. Fe_2O_3		2. $(\text{OH})^{-1}$	
3. Ni(OH)_2		4. Mg^{+2}	
5. H_2SO_2		6. $(\text{CrO}_4)^{-2}$	
7. Ga(OH)_3		8. $(\text{As}_2\text{O}_5)^{-4}$	
9. Ga_2O_3		10. Fe^{+3}	
11. $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$		12. $(\text{ClO}_2)^{-1}$	
13. KI		14. Br^{-1}	
15. HBr		16. $(\text{BO}_3)^{-3}$	