



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

II Periodo Académico Año 2021

### GUIA NECESIDADES EDUCATIVAS ESPECIALES

QUIMICA

GRADO DECIMO

Classroom

Código

10.1 udww6za 10.2 a5fcs2g

Luz Diana David Segura - Email: [luzdavid@ieabrahamreyes.edu.co](mailto:luzdavid@ieabrahamreyes.edu.co)

Las asesorías se darán de lunes a viernes de 8:00 a.m. a 2:00 p.m vía correo electrónico, classroom o telegram

#### IMPORTANTE

1. Para las clases virtuales deben ingresar a la página del colegio <https://www.ieabrahamreyes.edu.co> y luego al **Master**, con su usuario y contraseña que debe ser su número de documento, si no la ha modificado, luego ingresa al icono que dice **Google G Suite** ahí van a encontrar un icono que se llama **Classroom**, al cual van a ingresar con su correo institucional y la contraseña será su número de documento si no la ha modificado, luego, buscan el área de Ciencias naturales y ahí van a encontrar en el encabezado el link de **Meet** para unirse a la clase virtual. En clase se les dará las indicaciones necesarias.

Nota: La aplicación Classroom y Meet también la puede descargar en su celular y en el computador, con el usuario del correo institucional, para tener acceso a ella más fácilmente.

2. En la plataforma de classroom van a encontrar la guía y los link para subir las actividades, que se propone realizar durante el periodo, así mismo como el material que se vaya trabajando durante las clases.

3. Los estudiantes que no tienen conectividad, reclaman la guía en la institución o la bajan de la página del colegio y la llevan resuelta en el día y horario que la institución disponga para ello, de lo contrario todos los estudiantes deben subir las actividades a classroom.

**GRACIAS**

Fecha de entrega: 1 DE JUNIO DEL 2021



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

### II Periodo Académico Año 2021

#### INDICADORES DE DESEMPEÑO:

**SER:** Demuestra interés por el conocimiento de los conceptos científicos.

**SABER:** Diferencia la estructura, composición y propiedades de los grupos inorgánicos, mediante el desarrollo de actividades propuestas.

**HACER:** Desarrolla habilidades para nombrar correctamente compuestos inorgánicos de acuerdo con las normas de la IUPAC.

#### CONTENIDO

##### TEMA 1: ENLACES QUIMICOS

###### Enlaces químicos

Los enlaces químicos mantienen unidas a las moléculas y crean conexiones temporales que son esenciales para la vida. Los tipos de enlace químico que se incluyen son covalente, iónico, así como enlaces de hidrógeno y fuerzas de dispersión de London.

###### Introducción

Los seres vivos se componen de átomos, pero en la mayoría de los casos, esos átomos no están flotando por ahí individualmente. Por el contrario, generalmente están interactuando con otros átomos (o grupos de átomos).

Como ejemplo, los átomos podrían estar conectados por enlaces fuertes y organizados en moléculas o cristales; o podrían formar enlaces temporales y débiles con otros átomos con los que chocan o rozan. Tanto los enlaces fuertes, que mantienen unidas a las moléculas, como los enlaces más débiles que crean conexiones temporales, son esenciales para la química de nuestros cuerpos y la existencia de la vida misma.

¿Por qué formar enlaces químicos? La respuesta fundamental es que los átomos están tratando de alcanzar el estado más estable (de menor energía) posible. Muchos átomos se vuelven estables cuando su [orbital de valencia](#) está lleno de electrones o cuando satisfacen la regla del octeto (al tener ocho electrones de valencia). Si los átomos no tienen este arreglo, "desearán" lograrlo al ganar, perder o compartir electrones mediante los enlaces.

###### Los iones y los enlaces iónicos

Algunos átomos se vuelven más estables al ganar o perder un electrón completo (o varios electrones). Cuando lo hacen, los átomos forman **iones**, o partículas cargadas. El ganar o perder electrones le puede dar a un átomo una capa electrónica externa llena y hacer que sea energéticamente más estable.

###### La formación de iones

Los iones pueden ser de dos tipos. Los **cationes** son iones positivos que se forman al perder electrones. Por ejemplo, un átomo de sodio pierde un electrón para convertirse en



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

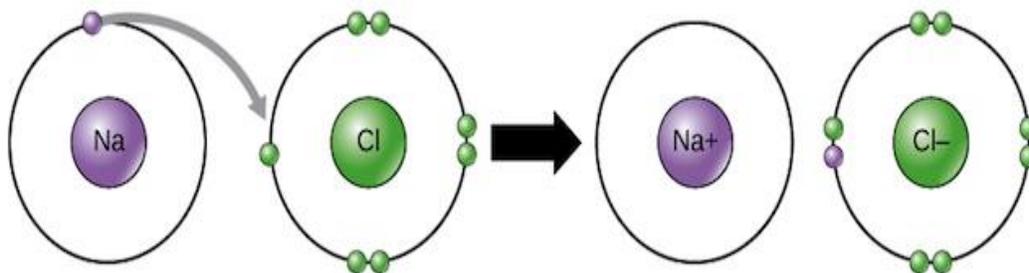
### II Periodo Académico Año 2021

un catión sodio. Los iones negativos se forman al ganar electrones y se llaman **aniones**. Los aniones reciben nombres que terminan en "-uro"; por ejemplo, el anión del cloro se llama cloruro.

Cuando un átomo pierde un electrón y otro átomo gana un electrón, el proceso se conoce como **transferencia de electrones**. Los átomos de sodio y de cloro son un buen ejemplo de transferencia de electrones.

El sodio (Na) solo tiene un electrón en su capa electrónica externa, por lo que es más fácil (más electrónicamente estable) que el sodio done ese electrón a que encuentre siete electrones más para llenar su capa externa. Debido a esto, el sodio tiende a perder su único electrón y formar  $\text{Na}^{++}$

Por otra parte, el cloro (Cl), tiene siete electrones en su capa externa. En este caso, es más fácil para el cloro ganar un electrón que perder siete, entonces tiende a tomar un electrón y convertirse en  $\text{Cl}^-$



El sodio transfiere uno de sus electrones de valencia al cloro, lo que resulta en la formación de un ion sodio (que no tiene electrones en su tercera capa, lo que significa que su segunda capa está completa) y un ion cloruro (con ocho electrones en su tercera capa, lo que le da un octeto estable).

Cuando se combinan el sodio y el cloro, el sodio donará su electrón para vaciar su capa más externa, y el cloro aceptará ese electrón para llenar la suya. Ahora ambos iones satisfacen la regla del octeto y tienen capas externas completas. Dado que el número de electrones ya no es igual al número de protones, cada átomo se ha convertido en un ion y tiene una carga +1 ( $\text{Na}^{++}$  o  $-1$  ( $\text{Cl}^-$ ))

En general, un átomo debe perder un electrón al mismo tiempo que otro átomo gana un electrón: para que un átomo de sodio pierda un electrón, necesita tener un receptor adecuado como un átomo de cloro.

La formación de un enlace iónico

Los **enlaces iónicos** son enlaces que se forman entre iones con cargas opuestas. Por ejemplo, los iones sodio cargados positivamente y los iones cloruro cargados negativamente se atraen entre sí para formar cloruro de sodio o sal de mesa. La sal de mesa, al igual que muchos compuestos iónicos, no se compone solo de un ion sodio y un ion de cloruro; por el contrario, contiene muchos iones acomodados en un patrón tridimensional predecible y repetido (un cristal).<sup>^</sup>

En la fisiología, ciertos iones se conocen como **electrolitos** (como sodio, potasio y calcio). Estos iones son necesarios para la conducción de impulsos nerviosos, la contracción muscular y el equilibrio de agua. Muchas bebidas deportivas y suplementos dietéticos



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

### II Periodo Académico Año 2021

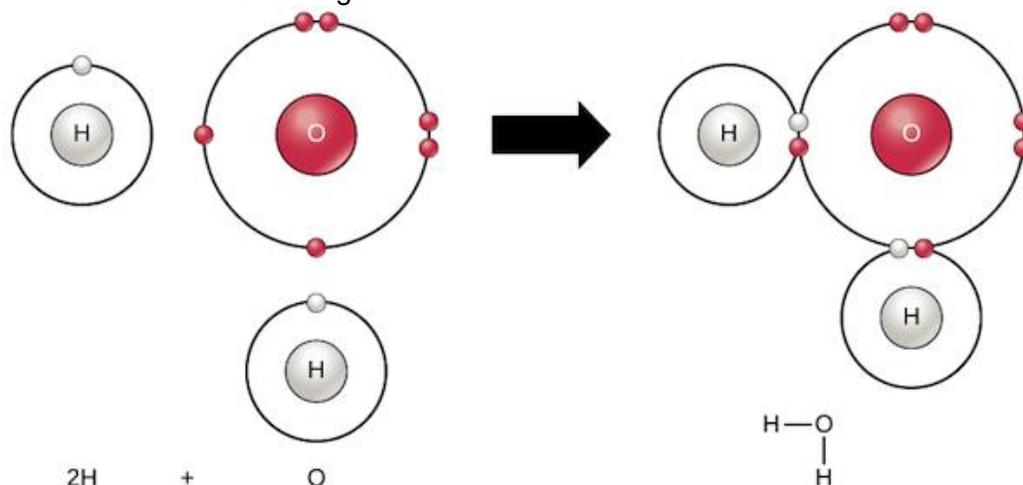
proporcionan iones para reponer aquellos que se pierden durante el ejercicio por la sudoración.

#### Enlaces covalentes

Otra manera como los átomos se vuelve más estables es al compartir electrones (en lugar de ganarlos o perderlos por completo), formando así **enlaces covalentes**. Estos enlaces son más comunes que los enlaces iónicos en las moléculas de los organismos vivos.

Por ejemplo, los enlaces iónicos son clave para la estructura de las moléculas orgánicas basadas en el carbono, como nuestro ADN y proteínas. También hay enlaces covalentes en moléculas inorgánicas más pequeñas, tales como  $H_2$ ,  $OH_2O$ ,  $H_2$ ,  $O$ ,  $\{CO\}_2$ ,  $CO_2$ ,  $C$ ,  $O$ . Se pueden compartir uno, dos o tres pares de electrones, lo que resulta en enlaces simples, dobles o triples, respectivamente. Entre más electrones compartan dos átomos, más fuerte será el enlace.

Como ejemplo de enlace covalente, examinemos el agua. Una sola molécula de agua,  $H_2O$ , está compuesta de dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno. Cada hidrógeno comparte un electrón con el oxígeno y el oxígeno comparte uno de sus electrones con cada hidrógeno:



Átomos de hidrógeno que comparten electrones con un átomo de oxígeno para formar enlaces covalentes al crear una molécula de agua

Los electrones compartidos dividen su tiempo entre las capas de valencia de los átomos de hidrógeno y oxígeno, y le dan a cada átomo algo que se parece a una capa de valencia completa (dos electrones para el H, y ocho para el O). Esto hace que una molécula de agua sea mucho más estable de lo que serían los átomos que la componen por sí solos.

#### Enlaces covalentes polares

Hay dos tipos principales de enlaces covalentes: polar y no polar. En un **enlace covalente polar**, los electrones se comparten de forma no equitativa entre los átomos y pasan más tiempo cerca de un átomo que del otro. Debido a la distribución desigual de electrones entre los átomos de diferentes elementos, aparecen cargas ligeramente positivas ( $\delta^+$ ) y ligeramente negativas ( $\delta^-$ ) en distintas partes de la molécula.



### II Periodo Académico Año 2021

En una molécula de agua (arriba), el enlace que une al oxígeno con cada hidrógeno es un enlace polar. El oxígeno es un átomo mucho más **electronegativo** que el hidrógeno, por lo que el oxígeno del agua tiene una carga parcialmente negativa (tiene una densidad de electrones alta), mientras que los hidrógenos llevan cargas parcialmente positivas (tienen una densidad electrónica baja).

En general, la electronegatividad relativa de los dos átomos en un enlace, es decir su tendencia a acaparar los electrones compartidos, determinará si el enlace es polar o no polar. Siempre que un elemento sea significativamente más electronegativo que otro, el enlace entre ellos será polar; esto significa que uno de sus extremos tendrá una carga ligeramente positiva y el otro una carga ligeramente negativa.

Enlaces covalentes no polares

Los **enlaces covalentes no polares** se forman entre dos átomos del mismo elemento o entre átomos de diferentes elementos que comparten electrones de manera más o menos equitativa. Por ejemplo, el oxígeno molecular ( $\{O\}_2$   $O_2$ ,  $O_2$ ,) no es polar porque los electrones se comparten equitativamente entre los dos átomos de oxígeno.

Otro ejemplo de enlace covalente no polar puede encontrarse en el metano ( $\{CH\}_4$   $CH_4$ , C, H, 4,). El carbono tiene cuatro electrones en su capa exterior y requiere cuatro más para volverse un octeto estable. Los consigue al compartir electrones con cuatro átomos de hidrógeno, cada uno de los cuales le provee de un electrón. Del mismo modo, los átomos de hidrógeno necesitan un electrón adicional cada uno para llenar su capa más externa, los cuales reciben en forma de electrones compartidos del carbono. Aunque el carbono y el hidrógeno no tienen exactamente la misma electronegatividad, son bastante similares, así que los enlaces carbono-hidrógeno se consideran no polares.

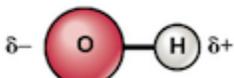
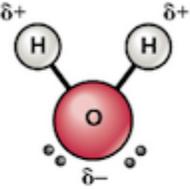
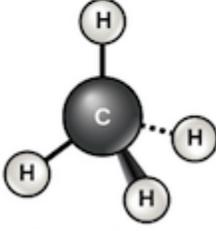
	Tipo de enlace	Forma molecular
Agua	 <p>Polar covalente</p>	 <p>Doblada</p>
Metano	 <p>No polar covalente</p>	 <p>Tetraédrica</p>

Tabla que muestra al agua y al metano como ejemplos de moléculas con enlaces polares y no polares, respectivamente

### Enlaces de hidrógeno y fuerzas de dispersión de London

Tanto el enlace covalente como el iónico se consideran enlaces fuertes. Sin embargo, también se pueden formar otros tipos de enlace más temporales entre átomos o moléculas.



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

### II Periodo Académico Año 2021

Dos tipos de enlaces débiles que se ven con frecuencia en la biología son los enlaces de hidrógeno y las fuerzas de dispersión de London.

Sin el afán de ser demasiado dramático, pero sin estos dos tipos de enlace, la vida como la conocemos ¡no existiría! Por ejemplo, los enlaces de hidrógeno proporcionan muchas de las propiedades del agua que sostienen la vida, y estabilizan las estructuras de las proteínas y el ADN, ambos ingredientes clave de las células.

**Enlaces de hidrógeno**

En un enlace covalente polar que contiene hidrógeno (por ejemplo, un enlace O-H en una molécula de agua), el hidrógeno tendrá una ligera carga positiva porque el otro elemento jala los electrones de enlace más fuertemente. Debido a esta leve carga positiva, el hidrógeno será atraído a cualquier carga negativa vecina. Esta interacción se llama un **enlace de hidrógeno**.

Los enlaces de hidrógeno son comunes, y las moléculas de agua en particular forman muchos de ellos. Los enlaces de hidrógeno individuales son débiles y se rompen fácilmente, pero muchos enlaces de hidrógeno juntos pueden ser muy fuertes.

#### **Fuerzas de dispersión de London.**

Como los enlaces de hidrógeno, las **fuerzas de dispersión de London** son atracciones débiles entre las moléculas. Sin embargo, a diferencia de los enlaces del hidrógeno, pueden ocurrir entre átomos o moléculas de cualquier tipo y dependen de desequilibrios temporales en la distribución de electrones.

¿Cómo funciona eso? Puesto que los electrones están en constante movimiento, habrá momentos en los cuales los electrones en un átomo o molécula estén agrupados juntos, lo que crea una carga parcialmente negativa en una parte de la molécula (y una carga parcialmente positiva en otra). Si una molécula con este tipo de desequilibrio de cargas está muy cerca de otra molécula, puede causar una redistribución de cargas similar en la segunda molécula, y las cargas positivas y negativas temporales de las dos moléculas se atraerán entre sí.

Los enlaces de hidrógeno y las fuerzas de dispersión de London son ejemplos de **fuerzas de van der Waals**, un término general para las interacciones intermoleculares que no implican enlaces covalentes ni iones. Algunos libros de texto usan el término "fuerzas de van der Waals" para referirse solo a las fuerzas de dispersión de London, así que asegúrate de conocer qué definición usa tu libro de texto o tu maestro.

¿Cómo funciona eso en una célula?

Tanto los enlaces fuertes como los débiles tienen papeles clave en la química de nuestras células y cuerpos. Por ejemplo, los componentes fundamentales químicos que conforman una hebra de ADN están unidos por enlaces covalentes fuertes. Sin embargo, las dos hebras de la doble hélice de ADN están unidas por enlaces de hidrógeno más débiles. Estos enlaces débiles mantienen estable al ADN, pero también permiten que se abra para ser copiado y utilizado por la célula.

De manera más general, los enlaces entre los iones, moléculas de agua y moléculas polares, continuamente se están formando y rompiendo en el ambiente acuoso de una célula. En este medio, las moléculas de distintos tipos pueden interactuar entre sí mediante atracciones débiles basadas en las cargas. Por ejemplo, el ion  $\text{Na}^{++}$  plus, podría interactuar con una molécula de agua en un momento, y con la parte negativamente cargada de una proteína en el siguiente.



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

### II Periodo Académico Año 2021

Lo realmente asombroso es pensar que miles de millones de estas interacciones de enlaces químicos, fuertes y débiles, estables y temporales, ¡están sucediendo en nuestros cuerpos ahora mismo, y nos mantienen unidos como un todo y funcionando!

#### ACTIVIDAD 1

##### TALLER DE ENLACES QUÍMICOS

1. Haz una tabla comparativa con las características del enlace covalente polar, covalente apolar y del enlace iónico teniendo en cuenta lo siguiente:

¿Cómo se forma?

¿Qué compuestos lo presentan?

Propiedades de los compuestos que presentan este tipo de enlace.

2. Definir los siguientes términos:

a. Enlace químico

b. Valencia

c. Regla del octeto

d. Electronegatividad

##### VALORES DE ELECTRONEGATIVIDAD SEGÚN LA ESCALA DE PAULING DE ALGUNOS ELEMENTOS

H 2.1						
Li 0.97	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.1	O 3.5	F 4.0
Na 1.0	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.7	P 2.1	S 2.4	Cl 2.8
K 0.9	Ca 1.0	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.5	Br 2.7
Rb 0.89	Sr 1.0	In 1.5	Sn 1.72	Sb 1.82	Te 2.0	I 2.2
Cs 0.86	Ba 0.97	Tl 1.4	Pb 1.5	Bi 1.7	Po 1.8	At 1.9

##### TEMA 2. ESTADOS DE OXIDACION.

Los números de oxidación representan la carga aparente que tiene un átomo cuando se combina con otros para formar una molécula. No procede ahora ahondar en el porqué de esta definición sino que basta con aprenderse éstos para los átomos más comunes. En la siguiente tabla están recogidos los estados de oxidación de los elementos del sistema



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

### II Periodo Académico Año 2021

periódico. Si los miras detenidamente verás que en algunos casos se pueden obtener reglas que te ayuden a memorizarlos:

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

1																	18	
H +1												B ±3	C +2, ±4	N ±1, ±2, ±3 +4, +5	O -1, -2	F -1	He	
2	Li +1	Be +2											Al +3	Si +2, ±4	P ±3, +5	S ±2, +4, +6	Cl ±1 +3, +5, +7	Ne
3	Na +1	Mg +2	Sc +3	Ti +2, +3, +4	V +2, +3 +4, +5	Cr +2, +3 +6	Mn +2, +3 +4, +6, +7	Fe +2, +3	Co +2, +3	Ni +2, +3	Cu +1, +2	Zn +2	Ga +1, +3	Ge +2, +4	As ±3, +5	Se -2, +4, +6	Br ±1 +3, +5, +7	Ar
4	K +1	Ca +2	Y +3	Zr +3, +4	Nb +2, +3 +4, +5	Mo +2, +3 +4, +5, +6	Tc +4, +5 +6, +7	Ru +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Rh +2, +3 +4, +5, +6	Pd +2, +4	Ag +1	Cd +2	In +1, +3	Sn +2, +4	Sb ±3, +5	Te ±2, +4, +6	I ±1 +3, +5, +7	Kr
5	Rb +1	Sr +2	Zr +3	Hf +3, +4	Ta +3, +4, +5	W +2, +3 +4, +5, +6	Re +2, +3 +4, +6, +7	Os +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Ir +2, +3 +4, +5, +6	Pt +2, +4	Au +1, +3	Hg +1, +2	Tl +1, +3	Pb +2, +4	Bi +3, +5	Po ±2, +4, +6	At ±1, +5	Xe
6	Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +3, +4	Ta +3, +4, +5	W +2, +3 +4, +5, +6	Re +2, +3 +4, +6, +7	Os +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Ir +2, +3 +4, +5, +6	Pt +2, +4	Au +1, +3	Hg +1, +2	Tl +1, +3	Pb +2, +4	Bi +3, +5	Po ±2, +4, +6	At ±1, +5	Rn
7	Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf +3, +4	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

- Los metales tienen números de oxidación *positivos*. Los no metales los pueden tener tanto positivos como *negativos*.
- Observa que los metales de los grupos 1, 2 y 3 tienen estados de oxidación que coinciden con el número del grupo.
- Los metales de los grupos 4, 5, 6 y 7 tienen varios números de oxidación pero, como mínimo, presentan el número de oxidación del grupo.
- Desde el grupo 14 al 17 podemos saber el número de oxidación negativo que presentan sus elementos si restamos 18 al número de su grupo. Por ejemplo, para el grupo 15 sería  $15 - 18 = -3$

### CÁLCULO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN.



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

### II Periodo Académico Año 2021

Para conocer el número de oxidación de un átomo, ya sea aislado o formando parte de un molécula, podemos emplear las siguientes reglas:

1. El número de oxidación de los elementos en su estado natural es siempre 0, ya sean átomos aislados (Ni, K), moléculas diatómicas ( $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ) o poliatómicas ( $\text{P}_4$ ,  $\text{S}_8$ ).
2. El número de oxidación del oxígeno es 2-, excepto en los peróxidos ( $\text{O}_2$ )<sup>2-</sup> que es 1- y 2+ en su combinación con el flúor.
3. El número de oxidación del hidrógeno es 1+ cuando está unido con átomos no metálicos y 1- cuando lo está a átomos metálicos.
4. El número de oxidación del flúor es siempre 1-.
5. Cuando los elementos de los grupos 15, 16 y 17 forman combinaciones binarias, usan el número de oxidación más bajo. Los elementos de los grupos 1, 2 y 3 siempre tienen estado de oxidación 1+, 2+ y 3+ respectivamente.
6. En un compuesto neutro, la suma de todos los números de oxidación debe ser cero. En un ion poliatómico, la suma de los números de oxidación debe ser igual a la carga neta del ion.

### ACTIVIDAD 2. CALCULO DE ESTADOS DE OXIDACION.

Para realizar los siguientes ejercicios puedes observar el siguiente video:  
<https://www.youtube.com/watch?v=weRZerkGddl&t=3s>

1. En un mapa conceptual represente los estados de oxidación
2. A que se denomina metales, no metales y metaloides, Cuáles son sus estados de oxidación.
3. Cuál es el estado de oxidación de un elemento en estado libre
4. Cuál es la diferencia entre número de oxidación y valencia.
5. Que significa la sigla IUPAC, y escriba una breve reseña.
6. ¿Cuál es el estado de oxidación de los elementos del grupo IA de la tabla periódica?

### TEMA 3. NOMENCLATURA QUIMICA INORGANICA.

#### Función química y grupo funcional

Se llama función química a un conjunto de compuestos o sustancias con características y comportamiento comunes. Las funciones químicas se describen a través de la identificación de grupos funcionales que las identifican. Un grupo funcional es un átomo



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

### II Periodo Académico Año 2021

o grupo de átomos que le confieren a los compuestos pertenecientes a una función química, sus propiedades principales.

#### Función Oxido

Los óxidos son compuestos inorgánicos binarios, es decir, constituidos por dos elementos, que resultan de la combinación entre el oxígeno y cualquier otro elemento. Cuando el elemento unido al oxígeno es un metal, el compuesto se llama óxido básico, mientras que si se trata de un no metal, se le denomina óxido ácido. Para nombrar este tipo de compuestos se puede presentar tres situaciones:

a. Elementos con un único número de oxidación: se incluyen en esta categoría los elementos del grupo IA, IIA y IIIA. En este caso para expresar la fórmula del compuesto basta con escribir los símbolos de los elementos involucrados dejando un espacio entre ellos para anotar los subíndices numéricos que permiten equilibrar el número de cargas positivas y negativas del compuesto de tal manera que se cumpla la segunda regla.

Ejemplo

Numero de oxidación del Oxígeno: -2

Numero de oxidación del Sodio: +1

Formula del óxido:  $\text{Na}_2\text{O}$

Nombre del óxido: óxido de sodio

b. Elementos que presentan dos números de oxidación: en este caso, estos elementos pueden combinarse con el oxígeno para dar lugar a dos tipos de óxidos, con propiedades químicas y físicas propias y que de igual forma reciben nombres y fórmulas distintos. Dentro de la nomenclatura tradicional se emplean sufijos (terminaciones) que permiten diferenciar las dos clases de óxidos.

El sufijo para el óxido de menor estado de oxidación terminaría en -oso y el sufijo para el óxido con mayor estado de oxidación sería -ico. Ejemplo:

$\text{FeO}$  (el Fe trabaja con +2) óxido ferroso

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  (el Fe trabaja con +3) óxido férrico

Existe otro sistema de nomenclatura denominado stock en el cual se nombra en el cual se nombra el óxido incluyendo en el nombre del número de oxidación del elemento. Dicho número se escribe dentro de un paréntesis en números romanos; por ejemplo en el  $\text{FeO}$ , su nombre stock es óxido de hierro (II) y en el  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  su nombre stock es óxido de hierro (III).

c. Elementos con tres o cuatro números de oxidación: en este caso se forman tres o cuatro óxidos con fórmulas, nombres y propiedades distintas, según el caso.

En el siguiente cuadro se indican, para elementos con cuatro estados de oxidación, cuáles serían los prefijos y sufijos para utilizar.



### II Periodo Académico Año 2021

Prefijo/sufijo IUPAC	Numero de oxidación
Hipo... oso	Menor
... oso	Intermedio menor
... ico	Intermedio mayor
Per... ico	Mayor

Fig.1. El oxido ferroso es típico en el hierro que es sometido a la presencia del oxígeno ambiental

#### **Función Hidróxido**

Los hidróxidos, también llamados bases, se caracterizan por liberar iones  $\text{OH}^-$ , en solución acuosa. Esto le confiere pH alcalino o básico a las soluciones. Se caracterizan también por tener sabor amargo. Son compuestos ternarios formados por un metal, hidrógeno y oxígeno. Todos los hidróxidos se ajustan a la fórmula general  $\text{M}(\text{OH})_x$  donde M es el símbolo del metal y x corresponde al valor absoluto de su número de oxidación, ya que el ion OH tiene una carga negativa.

Se denominan con la palabra hidróxido seguida del elemento correspondiente. Si se trata de un metal con más de un número de oxidación, se adiciona al sufijo oso al nombre, para el menor, e ico para el mayor.

Las bases son importantes para la industria puesto que son reactivos indispensables en la fabricación de jabones, detergentes y cosméticos.

La fórmula de los antiácidos se basa en los hidróxidos que compensan la acidez estomacal.

#### **Función ácido**

Los ácidos son sustancias que se caracterizan por liberar iones  $\text{H}^+$ , cuando se encuentran en solución acuosa. Además presentan sabor agrio. Existen dos clases de ácidos inorgánicos.

a. ácidos hidrácidos: son compuestos binarios que contienen solamente hidrogeno y un no metal. En solución acuosa se comportan como ácidos y para nombrarlos se antepone la palabra ácido seguida de la raíz del elemento con la terminación hídrico. Ejemplo:

HF se llama ácido fluorhídrico

El hidrogeno trabaja con estado de oxidación positivo, +1, en estos ácidos el no metal debe tener número de oxidación negativo.

b. Ácidos oxácidos: son compuestos ternarios que contienen hidrógeno, oxígeno y un no metal en su molécula. Se obtienen de la reacción entre un óxido ácido, es decir, formado por un no-metal y agua. En la fórmula se coloca en primer lugar el hidrógeno, luego el no-metal y por último el oxígeno. En la nomenclatura de los ácidos oxácidos



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

### II Periodo Académico Año 2021

se utilizan los mismos prefijos y sufijos empleados con los óxidos y dependiendo del estado de oxidación del no metal.

El ácido muriático o HCl en solución, es muy común en los hogares como limpiador.

#### Función Sal

Las sales se definen como las sustancias resultantes de la reacción entre los ácidos y las bases. También pueden resultar de combinaciones entre un metal y un no metal, con el oxígeno.

Las sales son compuestos binarios, ternarios o cuaternarios, que resultan de la unión de una especie catiónica con una especie aniónica, las cuales provienen del ácido y la base involucradas. El catión es, por lo general un ión metálico, aunque también existen sales de iones no metálicas como el amonio ( $\text{NH}_4^+$ ). El anión proviene normalmente del ácido. En consecuencia puede ser un anión simple o monoatómico ( $\text{Cl}^-$ ) o un ion poliatómico ( $\text{SO}_4^{2-}$ ).

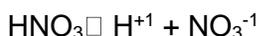
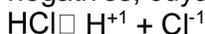
Para nombrar las sales es necesario saber que catión y que anión intervienen en su formación.

a. Los cationes: reciben el nombre del elemento del cual provienen. Por ejemplo, el ion sodio es  $\text{Na}^+$  y el ion aluminio es  $\text{Al}^{3+}$ . Si se trata de un metal, con capacidad para formar dos iones, estos se distinguen por las terminaciones oso, para el menor, e ico, para el mayor. si se usa el sistema stock, el estado de oxidación del metal se indica entre paréntesis. Por ejemplo

$\text{Fe}^{+2}$  es el ion ferroso o hierro (II)

$\text{Fe}^{+3}$  es el ion férrico o hierro (III)

b. Los aniones: cuando los ácidos se encuentran en solución acuosa, se disocian o separan, en iones con carga positiva y negativa, en razón a la fuerte atracción que ejercen las moléculas del agua sobre las del ácido. Los ácidos se caracterizan por que siempre presentan hidrogeno, así, al disociarse, se forman iones  $\text{H}^+$ , además de iones negativos, cuya composición depende de los demás elementos presentes. Ejemplo:



Para nombrar los aniones se considera el nombre del ácido del cual provienen y se procede de la siguiente manera:

Si el ácido termina en hídrico, el anión terminará en uro.

Si el ácido termina en oso, el anión terminará en ito.

Si el ácido termina en ico, el anión terminará en ato.



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

### II Periodo Académico Año 2021

#### Sales.

Las sales se pueden clasificar en: Sales neutras, sales acidas, sales básicas y sales dobles.

a. Sales neutras: son las sales que hemos estudiado hasta ahora. Al formarse, todos los hidrógenos del ácido y todos los hidróxidos de la base han reaccionado completamente, hasta neutralizarse.

b. Sales acidas: los ácidos que contienen más de un hidrógeno en sus moléculas pueden dar origen a más de un anión. Por ejemplo, el ácido carbónico  $H_2CO_3$ , da origen a los iones  $CO_3^{-2}$  y  $HCO_3^{-1}$ . Este último es un anión hidrogenado y tiene carácter ácido, puesto que es capaz de liberar un ión  $H^+$ . Cuando estos aniones se unen con un catión, forman sales, conocidas como sales acidas.

c. Sales básicas: se forman cuando la base de la cual provienen contiene más de un  $OH^{-1}$ , dando origen a cationes que aun contienen iones  $OH^{-1}$ . Por ejemplo, el  $Ca(OH)_2$  puede formar la sal con el ion cloruro ( $Cl^{-1}$ ), liberando solo un ion  $OH^{-1}$ ; Dando como resultado al cloruro básico de calcio:  $Ca(OH)Cl$ .

d. Sales dobles: son las que se obtienen cuando un ácido reacciona con dos bases de diferentes metales, por ejemplo:



#### ACTIVIDAD 3. TALLER GENERALIDADES QUIMICA INORGANICA

1. Que es la química inorgánica y cuál es su importancia.
2. Explica las características principales de los óxidos, hidróxidos, sales y ácidos
3. Como se nombran los compuestos de la química inorgánica, y explica con ejemplos cada uno de los tipos de nomenclatura
4. Escribe el significado de los siguientes conceptos. Compuesto químico, Molécula, Ion, Valencia, Número de oxidación, Fórmula química
5. Muchos de los productos usados en el hogar contienen sustancias químicas peligrosas para la salud y el medio ambiente. Cuando estos productos son arrojados a la basura o vertidos en los desagües o en los inodoros pueden contaminar la naturaleza y las reservas de agua potable.
  - a. ¿Qué productos de los utilizados en el hogar presentan riesgo de intoxicación o de contaminación? Explica tu respuesta.
  - b. ¿Por qué es importante seguir las instrucciones para usar un producto?
  - c. ¿Por qué algunos productos químicos usados en el hogar deben guardarse en un lugar seco y fresco?
6. Los productos para destapar las cañerías están constituidos por hidróxido de sodio y por hipoclorito de sodio.
  - a. ¿Cuáles son las formulas químicas de estos compuestos?



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

### II Periodo Académico Año 2021

- b. ¿En qué grupos funcionales inorgánicos clasificarías las sustancias que constituyen los limpiadores?
- c. ¿Qué precauciones se deben tener en cuenta para la manipulación de estos productos?
7. Escriba las utilidades de los ácidos en la industria y nombre 5 productos.

#### ACTIVIDAD 4. TALLER DE NOMENCLATURA INORGANICA.

1. Indique los estados de oxidación para el azufre en cada molécula:
  - a.  $H_2S$
  - b.  $Na_2SO_4$
  - c.  $CaSO_3$
  - d.  $KHSO_3$
2. Indique a que función química pertenece (óxido, base, ácido o sal) pertenece cada una de las siguientes sustancias:
  - a. Óxido mercúrico
  - b. Ácido clorhídrico
  - c. Hidróxido de níquel (II)
  - d. Ácido bórico
  - e. Carbonato de sodio
  - f. Nitrato de plata
3. Indica cuales de los siguientes óxidos son óxidos básicos. Justifica tu respuesta.
  - a.  $CO$
  - b.  $Fe_2O_3$
  - c.  $BeO$
  - d.  $N_2O_5$
  - e.  $CaO$
  - f.  $LiO$
  - g.  $Zn_2O_3$

#### RECURSOS DIDACTICOS.

Para ampliar un poco más tus conocimientos y además resolver el taller puedes consultar los siguientes link:

#### TIPOS DE ENLACES Y ESTRUCTURA DE LEWIS.



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

II Periodo Académico Año 2021

<https://www.youtube.com/watch?v=o4X9Tyz-0hc>

<https://www.youtube.com/watch?v=C4mZpTEgdi0&t=407s>

**ESTADOS DE OXIDACION**

<http://objetos.unam.mx/quimica/estadosOxidacion/index.html>

**VIDEOS**

<https://www.youtube.com/watch?v=ZpOanA55XH4>

<https://www.youtube.com/watch?v=qw4a4TXUfeM&t=44s>

**NOMENCLATURA INORGANICA.**

<http://www.orbitalesmoleculares.com/wp-content/uploads/2015/06/f-inorganica.pdf>

<http://newheavenhs.cl/web/wp-content/uploads/2020/03/Qu%C3%ADmica-Nomenclatura-y-formulaci%C3%B3n-de-compuestos-binarios-1MA-1MB-y-1MC.pdf>

**VIDEOS**

**NOMENCLATURA DE LOS OXIDOS.**

<https://www.youtube.com/watch?v=AMM0wteNzcQ>

<https://www.youtube.com/watch?v=YWpc3xsrkKQ>

**Recuerda:**

Las actividades las debes enviar a **classroom** o en físico en las fechas estimadas para su entrega.

**Cada actividad debe tener portada, desarrollo, conclusiones y referencias bibliográficas y lo debes guardar con tu nombre y grado.**

**EVALUACION:** De esta guía se asignaran 4 notas.

**ASESORIAS**



# Institución Educativa Abraham Reyes

## Guías de Trabajo

### **II Periodo Académico Año 2021**

Las asesorías se darán de lunes a viernes de 8:00 a.m. a 2:00 p.m. vía correo electrónico, telegram o classroom.