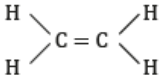
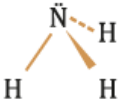
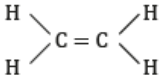
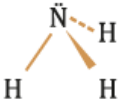
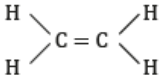
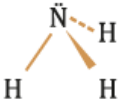




INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Undécimo

Área	Ciencias Naturales	Inicio	20 de junio	Docente	Yuris A. Rojas R.
Asignatura	Química	Entrega	10 de julio	Teléfono	3017831234
Eje Temático	NOMENCLATURA QUÍMICA - PARTE 2				
Objetivos de Aprendizaje	- Optimizar el uso de la información de la Tabla Periódica sobre las propiedades de los elementos químicos y utilizar la variación periódica como guía para cualquier trabajo de investigación científica sea individual o colectivo.				

FASES	ACTIVIDADES																		
INTRODUCCIÓN	Desde la antigüedad los alquimistas empleaban símbolos para representar los elementos y compuestos, que hasta entonces conocían. Dalton fue el primero en utilizar un sistema de signos para los diferentes elementos y para algunos compuestos. Los símbolos modernos se deben a Berzelius quien propuso utilizar, en vez de signos arbitrarios, la primera letra del nombre latino del elemento. Ejemplo: oxígeno O, nitrógeno N, hidrógeno H. En el caso de que varios elementos tuvieran la misma inicial, se representaban añadiendo la segunda letra del nombre. Así, por ejemplo, el cobre Cu, níquel Ni. Observemos que la primera letra se escribe en mayúscula, mientras que la segunda, cuando está presente, se escribe en minúscula. La gran diversidad de los nombres de los elementos en la tabla periódica se debe a diversos factores: - Hidrógeno (H) quiere decir engendrador de agua, cromo (Cr) color, cloro (Cl) amarillo verdoso. - Nobelio (No) en honor a Alfred Nobel, Laurencio (Lw) en honor a Ernest Lawrence. - Por el lugar de su descubrimiento Germanio (Ge) de Alemania, Francio (Fr) de Francia, Polonio (Po) de Polonia. - El nombre de planetas Uranio (U) de Urano, neptunio (Np) de Neptuno, plutonio (Pu).																		
	Fórmulas químicas Una fórmula es una expresión simbólica de la composición y estructura de una sustancia química. Cada compuesto químico se designa mediante una fórmula específica, que contiene símbolos de los elementos que la componen, y unos subíndices, que expresan la relación numérica entre los elementos.																		
DESARROLLO	<table><tr><th colspan="3">Clases de fórmulas</th></tr><tr><th>Nombre</th><th>Definición</th><th>Ejemplo</th></tr><tr><td>Fórmula empírica</td><td>Expresa, mediante símbolos y subíndices, los elementos que forman la sustancia química y la relación mínima en que sus átomos o iones están presentes en ella. Se utiliza en compuestos que forman redes cristalinas.</td><td>NaCl, SiO₂</td></tr><tr><td>Fórmula molecular</td><td>Expresa, mediante símbolos y subíndices, los elementos que forman la sustancia química y el número de átomos de cada elemento que están presentes en una molécula de ésta.</td><td>CO₂, H₂O, H₂O₂, N₂O₄</td></tr><tr><td>Fórmula desarrollada</td><td>Es una representación que indica la forma de unión de los átomos que constituyen la sustancia química.</td><td></td></tr><tr><td>Fórmula estereoquímica</td><td>Representa la disposición de los enlaces de una sustancia en el espacio. ————— Enlace situado en el plano del papel - - - - - Enlace situado por debajo del plano  Enlace situado por encima del plano</td><td></td></tr></table>	Clases de fórmulas			Nombre	Definición	Ejemplo	Fórmula empírica	Expresa, mediante símbolos y subíndices, los elementos que forman la sustancia química y la relación mínima en que sus átomos o iones están presentes en ella. Se utiliza en compuestos que forman redes cristalinas.	NaCl, SiO ₂	Fórmula molecular	Expresa, mediante símbolos y subíndices, los elementos que forman la sustancia química y el número de átomos de cada elemento que están presentes en una molécula de ésta.	CO ₂ , H ₂ O, H ₂ O ₂ , N ₂ O ₄	Fórmula desarrollada	Es una representación que indica la forma de unión de los átomos que constituyen la sustancia química.		Fórmula estereoquímica	Representa la disposición de los enlaces de una sustancia en el espacio. ————— Enlace situado en el plano del papel - - - - - Enlace situado por debajo del plano  Enlace situado por encima del plano	
Clases de fórmulas																			
Nombre	Definición	Ejemplo																	
Fórmula empírica	Expresa, mediante símbolos y subíndices, los elementos que forman la sustancia química y la relación mínima en que sus átomos o iones están presentes en ella. Se utiliza en compuestos que forman redes cristalinas.	NaCl, SiO ₂																	
Fórmula molecular	Expresa, mediante símbolos y subíndices, los elementos que forman la sustancia química y el número de átomos de cada elemento que están presentes en una molécula de ésta.	CO ₂ , H ₂ O, H ₂ O ₂ , N ₂ O ₄																	
Fórmula desarrollada	Es una representación que indica la forma de unión de los átomos que constituyen la sustancia química.																		
Fórmula estereoquímica	Representa la disposición de los enlaces de una sustancia en el espacio. ————— Enlace situado en el plano del papel - - - - - Enlace situado por debajo del plano  Enlace situado por encima del plano																		



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Undécimo

Nos centraremos en los compuestos inorgánicos, que se identifican por su fórmula empírica o molecular. Los compuestos inorgánicos son todos los compuestos químicos, excepto los del carbono, y, además, el dióxido de carbono, el monóxido de carbono y los carbonatos.

Valencia y número de oxidación

En la ley de Proust (1799) se enunció que los elementos químicos se combinan en proporciones definidas y constantes. Esta capacidad de combinación de un átomo con otros, para formar un compuesto, recibió el nombre de valencia. En la actualidad, para formular con mayor facilidad, se prefiere utilizar el número de oxidación. El número de oxidación de un elemento en un compuesto es la carga eléctrica que poseería un átomo de dicho elemento si todo el compuesto del que forma parte estuviera constituido por iones positivos y negativos. No debemos confundir el número de oxidación de los átomos con la carga de los iones.

Número de oxidación	Carga iónica
Representa una capacidad de combinación. Escribimos sobre el símbolo del elemento e indicamos con un número de la forma $+n$ o $-n$.	Es la carga positiva o negativa, $n+$ o $n-$, que adquiere un átomo o un grupo de átomos cuando pierden o ganan electrones. Escribimos a la derecha del símbolo del ion, en la parte superior:
$+1 \quad -1$ $NaCl$	$+1 \quad +6 \quad -2$ H_2SO_4
	$Na^+ \quad Ca^{2+} \quad Al^{3+} \quad NO_3^- \quad CO_3^{2-} \quad PO_4^{3-}$

Un mismo elemento, según el compuesto del que forma parte, puede tener varios números de oxidación (tablas). Los números de oxidación destacados en negrita son comunes a cada grupo de la tabla periódica.

Grupo 1 (1A)		Grupo 2 (2A)		Grupo 13 (3A)		Grupo 14 (4A)		Grupo 15 (5A)		Grupo 16 (6A)		Grupo 17 (7A)	
H	+1, -1	Be } Mg } Ca } Sr } Ba } +2	B	+3, -3	C } Si } Ge } Sn } Pb } +4, -4	N	+1 +2 +3 +4, +5, -3	O	-2	F	-1		
Li	+1			Al } Ga } In } Tl } +1, +3			P+1, +3, +5, -3		S } Se } Te } -2, +4 +6, -2		Cl } Br } I } +1, +3, +5, +7, -1		
Na													
K													
Rb													
Cs													
Grupo 3 (3B)		Grupo 4 (4B)		Grupo 5 (5B)		Grupo 6 (6B)		Grupo 7 (7B)					
Sc	+3	Ti	+2, +3, +4	V	+2, +3, +4, +5	Cr	+2, +3, +6	Mn	+2, +3, +4, +6, +7				
Y													
La													
		Zr } Hf } +4		Nb		Mo } W } +2, +3, +4, +5, +6		Re		+1, +2, +4, +6 +7			
		Ta		+1, +2, +4, +5									
Grupo 8 (8B)			Grupo 9 (8B)			Grupo 10 (8B)		Grupo 11 (1B)		Grupo 12 (2B)			
Fe	+2, +3		Co	+2, +3		Ni	+2, +3		Cu	+1, +2		Zn } Cd } +2	
Ru	+2, +3, +4, +6, +8		Rh	+2, +3, +4		Pd	+2, +4	Ag	+1				
Os			Ir	+2, +3, +4, +6		Pt		Au	+1, +3		Hg		-1, +2

Cálculo del número de oxidación

Para determinar el número de oxidación de un elemento en una especie química cualquiera, debemos tener en cuenta las siguientes reglas:



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS

PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA

FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Undécimo

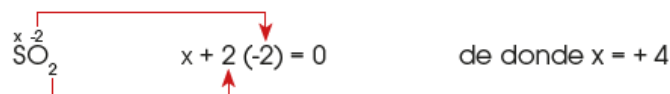
- Los átomos de los elementos que no forman parte de un compuesto químico tienen número de oxidación cero, 0, incluso cuando forman moléculas o estructuras poliatómicas, como N₂, hierro...
- El número de oxidación de un ion monoatómico es su propia carga; así, Na⁺ tiene un número de oxidación de +1 y Cl⁻, -1.
- El oxígeno emplea comúnmente el número de oxidación -2.
- El hidrógeno utiliza habitualmente el número de oxidación +1.
- Solo en los hidruros utiliza el número de oxidación -1.
- La suma algebraica de todos los números de oxidación de los átomos que intervienen en la fórmula de una sustancia neutra debe ser cero.
- En los iones poliatómicos esta suma debe ser igual a la carga total, positiva o negativa, del ion.

Puesto que el oxígeno y el hidrógeno forman parte de muchos compuestos, la asignación de sus números de oxidación permite determinar el número de oxidación de los otros elementos del compuesto.

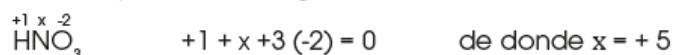
Ejemplo

Determina los siguientes números de oxidación: a. del azufre en el dióxido de azufre, SO₂; b. del nitrógeno en el ácido nítrico, HNO₃; c. del azufre en el sulfato de potasio, K₂SO₄; d) del carbono en el ion carbonato, CO₃²⁻; e) del cloro en el ion perclorato, ClO₄⁻.

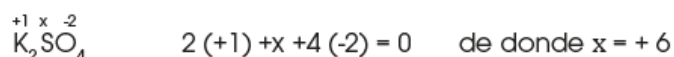
- a) El oxígeno tiene número de oxidación -2, llamamos x al número de oxidación del azufre y aplicamos la regla dada:



- b) El hidrógeno tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, -2. Llamamos x al del nitrógeno y, a continuación, aplicamos la regla:



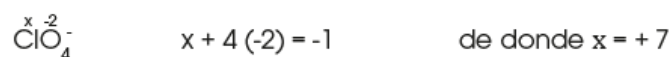
- c) El potasio tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, -2. Llamamos x al del azufre y procedemos como antes:



- d) La carga total del ion carbonato es -2. Por tanto:



- e) Carga total del ion perclorato: -1



Los elementos químicos tienden a formar compuestos químicos. Sin embargo, los átomos de un mismo elemento pueden unirse también entre ellos. En este caso forman tres tipos de estructuras:

- Gases monoatómicos son los gases nobles, cuyas fórmulas son: He (helio), Ne (neón), Ar (argón), Kr (criptón) y Xe (xenón).
- Moléculas formadas por un pequeño número de átomos. Se formulan indicando el número de átomos que las constituyen: H₂, F₂, P₄, etc.
- Redes cristalinas de átomos. Tienen como fórmula el símbolo del elemento. Por ejemplo: Au (oro), Na (sodio), Ge (germanio), Si (silicio).



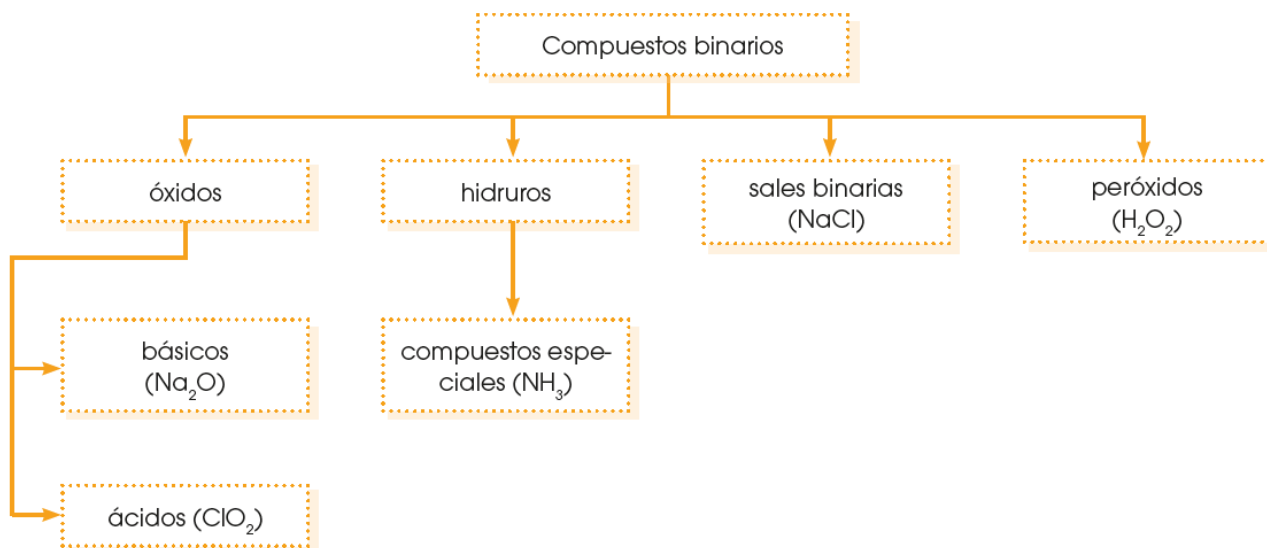
INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Undécimo

Iones monoatómicos			
Ion positivo o catión: átomo neutro que ha perdido uno o más electrones. Forman cationes los metales porque tienen energía de ionización baja, afinidad electrónica alta y electronegatividad baja. Para nombrarlo, utilizamos la palabra ion y el nombre del elemento. Na ⁺ ion sodio Zn ²⁺ ion cinc Si el elemento forma más de un ion diferente, colocamos el estado de oxidación del ion entre paréntesis. Cu ⁺ ion cobre (I) Cu ²⁺ ion cobre (II) Fe ²⁺ ion hierro (II) Fe ³⁺ ion hierro (III)		Ion negativo o anión: átomo neutro que ha ganado uno o más electrones. Forman aniones los no metales porque tienen energía de ionización alta, afinidad electrónica baja y electronegatividad alta. Para nombrarlo, utilizamos la palabra ion y el nombre del elemento con la terminación -uro . El nombre de algunos elementos se modifica al añadirle dicha terminación y al oxígeno lo nombramos como óxido . F ⁻ ion fluoruro O ²⁻ ion óxido H ⁻ ion hidruro I ⁻ ion yoduro S ²⁻ ion sulfuro P ³⁻ ion fosfuro	

Compuestos binarios

La unión de solamente dos átomos de dos elementos, forman un compuesto binario. Puede haber distintos tipos de compuestos binarios dependiendo de la reacción que ocurra.



Formulación de los compuestos binarios

Si el compuesto está formado por un elemento metálico y otro no metálico, el metal se coloca siempre a la izquierda. Y si está formado por dos elementos no metálicos, se coloca a la izquierda del elemento que aparece antes en la siguiente lista:

B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te

Escribimos los números de oxidación de cada elemento, por ejemplo: M⁺³ X⁻²

Asignamos a cada elemento el subíndice necesario para que la suma total de los números de oxidación sea cero.

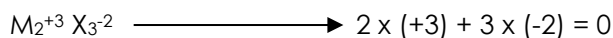
Para efectuar esta suma, asignamos a cada elemento el subíndice necesario para que la suma total de los números de oxidación sea cero.



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Undécimo

Para efectuar esta suma, multiplicamos cada número de oxidación por el número de átomos del elemento en cuestión que contiene la fórmula. A continuación, sumamos todos los resultados obtenidos:

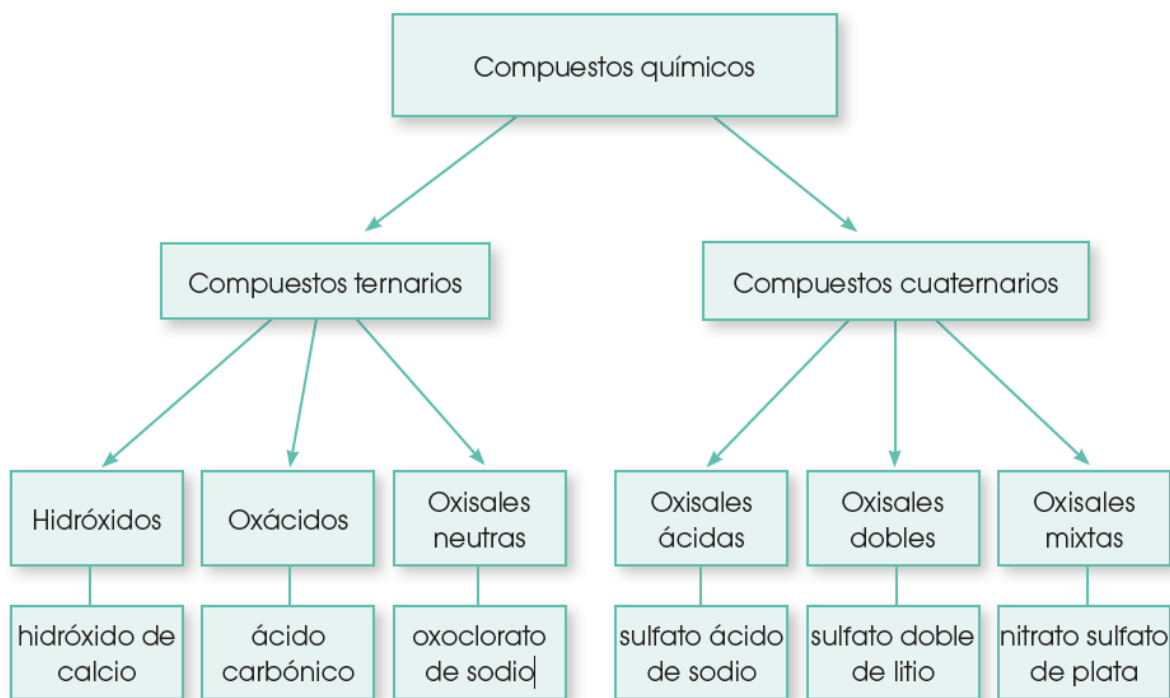


Escribimos la fórmula definitiva, en la que no deben aparecer ni los números de oxidación ni los subíndices 1:



Compuestos ternarios y cuaternarios

Como su nombre lo indica un compuesto ternario va a estar formado por tres elementos. Mientras que un compuesto cuaternario estará constituido por cuatro elementos. Pueden existir tres tipos de compuestos ternarios y tres tipos de compuestos cuaternarios.



AFIANZAMIENTO

Realiza en tu cuaderno y con tus propias palabras, un glosario de los nuevos términos encontrados en esta guía. Organiza de manera alfabética.

Envía la actividad junto a las respuestas del apartado “evaluación”, a través de fotografías o archivo pdf.

EVALUACIÓN

1. Busca en la tabla periódica los símbolos de: disprocio, tantalio, praseodimio, tulio y iterbio. Escribe su símbolo e investiga su origen y utilidad.

2. Escribe el nombre y el significado de los siguientes elementos: Va, Tl, I, Os y Be

3. Responde: ¿Por qué el símbolo del oro es Au? ¿A qué se debe su nombre?



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Undécimo

	4. Formula y proporciona el nombre sistemático de todos los halógenos. Ten en cuenta que forman moléculas similares al flúor, F₂, de nombre sistemático diflúor. 5. El azufre es uno de los elementos que más alótropos forma. Busca información, nombra los alótropos del azufre mediante su nombre común y sistemático, y descríbelos. <i>Envía las fotografías con tus respuestas a través de WhatsApp o Messenger.</i>
RECURSOS	- Guía didáctica. - Archivos multimedia de las referencias. - Sesión virtual a través de WhatsApp. - Blog de docente: https://yrojasbactso.wixsite.com/maestro
BIBLIOGRAFÍA	Observa estos datos curiosos:  ¿Cuál es la diferencia entre valencia y estado de oxidación? https://www.quimicainorganica.org/basica/diferencia-valencia-estado-oxidacion/  Khan Academy. La tabla periódica – electrones de valencia. https://www.youtube.com/watch?v=oqNvzy-OTP0  Los elementos químicos perjudiciales en la industria alimentaria. https://www.uv.es/uvweb/master-quimica/es/blog/elementos-quimicos-perjudiciales-industria-alimentaria-1285949128883/GasetaRecerca.html?id=1285954173297