

INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002

Nit 811018723-8

CIENCIAS NATURALES_ QUÍMICA

NATURALEZA DE LA MATERIA Y EL ÁTOMO

GRADO: DÉCIMO

AÑO 2025

FRANQUELINA RIVERA CORREA



INTRODUCCIÓN

SABERES

TRANSVERSALIDAD

OBJETIVO

INDICADORES
DE

EVALUACIÓN

INTRODUCCIÓN

Con la Guía Didáctica (G.D) que se presenta a continuación, se espera contribuir al aprendizaje de la naturaleza de la materia y del átomo. En esta G.D. se propone la discusión de los contenidos conceptuales, procedimentales, contextuales y actitudinales con el propósito de promover en el estudiantado una apropiación del lenguaje químico y, para que estos sean capaces de construir y comunicar ideas sobre el mundo que les rodea mediante el conocimiento científico. Además de la formación en competencias científicas, se espera que los estudiantes adquieran una actitud crítica, reflexiva, con espíritu investigativo y comprometidos con el medio ambiente, como lo plantea el Ministerio de Educación Nacional (MEN) y el Proyecto Educativo Institucional (PEI) de la institución.

Cabe resaltar que, la planeación, metodología, evaluación y estructura de las clases propuestas en la G.D. apuntan al modelo pedagógico planteado en el PEI institucional y los lineamientos curriculares del MEN.

CONTENIDO

ENTORNO QUÍMICO

TEORÍA ATÓMICA

- Tabla periódica
- Átomos y moléculas.
- Configuración electrónica
- Cationes y aniones
- Enlace químico
-

EL LENGUAJE QUÍMICO

Nomenclatura

- Capacidad de combinación o valencia
- Estados de oxidación
- Los iones y los compuestos



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

	<u>Funciones químicas</u> <u>CÁLCULOS QUÍMICOS BÁSICOS</u> • La mol La molécula. ENTORNO BIOLÓGICO <u>NIVELES DE ORGANIZACIÓN DE LOS SERES VIVOS</u> Átomos, moléculas, nivel celular, nivel tisular, nivel orgánico, nivel sistémico. Relación ecológica. <u>GENÉTICA MOLECULAR</u> • Funciones de las moléculas de ADN y ARN
OBJETIVOS	OBJETIVO GENERAL Aprender sobre la naturaleza de la materia y su relación con todo lo que nos rodea. OBJETIVOS ESPECÍFICOS • Desarrollar y sustentar los proyectos de investigación que contribuyen a mejorar la calidad de vida y la conservación del medio ambiente. • Identificar las propiedades de la materia y establecimiento de las relaciones de periodicidad.
INDICADORES DE DESEMPEÑO	• Explico la estructura de los átomos a partir de diferentes teorías y los tipos de enlaces que se pueden presentar. • Uso la tabla periódica para determinar propiedades físicas y químicas de los elementos. • Saco conclusiones de los experimentos que realizo, aunque no obtenga los resultados esperados. • Interpreta y analiza datos representados en texto, gráficas, dibujos, diagramas o tablas.
EVALUACIÓN	• Antes de abordar el tema que se propone en esta unidad didáctica se deberá realizar una evaluación diagnóstica con la finalidad de reflexionar acerca de los conocimientos previos que los estudiantes poseen. • La evaluación será continua y permanente durante la implementación de la unidad didáctica: mediante la contextualización del tema, socialización y retroalimentación de conceptos y resultados, reflexión sobre los aprendizajes con los estudiantes. En este tipo de evaluación las preguntas juegan un papel importante a lo largo de toda secuencia de actividades propuestas.



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

En química, la tabla periódica de los elementos es un sistema ordenado de todos los elementos identificados. Estos elementos componen todo lo que hay en nuestro universo.

Los elementos químicos de la tabla periódica son los componentes básicos de todo en la naturaleza. Estos elementos también integran los productos y las tecnologías que han dado forma a las sociedades modernas de innumerables maneras: el agua potable, los medicamentos efectivos y las tecnologías que abarcan desde paneles solares hasta componentes electrónicos.

Observa la siguiente tabla periódica interactiva. Esta puede ser una herramienta útil para el aprendizaje del tema. http://ceca.uaeh.edu.mx/tabla_periodica/tablaperiodica.html

¿SABES POR QUÉ SE DESARROLLÓ LA TABLA PERIÓDICA?

En 1869, el químico ruso Dimitri Mendeléyev quiso ver si había un patrón para las propiedades químicas de los elementos que conocía. Encontró un patrón ordenando los elementos por su número atómico ascendente y organizándolos en un cuadro: así creó la primera tabla periódica. Esta estructura ayudó a Mendeléyev, así como a otros científicos, a identificar similitudes y diferencias entre los elementos a fin de poder predecir reacciones químicas futuras.

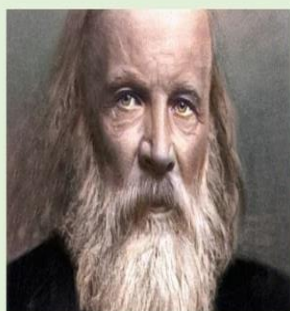


La tabla periódica de Mendeléyev incluía 63 elementos. Anticipó que algún día se descubrirían otros, por lo que dejó espacios en blanco en su tabla para realizar adiciones. Hoy, los 118 elementos químicos identificados en la tabla periódica incluyen los materiales que componen todos los objetos conocidos en el universo.

¿Sabía usted...? El elemento más abundante (por masa) en la composición de Tierra es el hierro (Fe). El oxígeno

(O) es el elemento más común en la corteza terrestre.

¿CÓMO SE ORGANIZAN LOS ELEMENTOS EN LA TABLA PERIÓDICA?



“Si todos los elementos químicos se disponen en el orden de sus pesos atómicos, se obtiene la repetición periódica de las propiedades. Esto se expresa en la ley de periodicidad”

Dmitri Mendeléyev
1834-1907

www.cientifiko.com

Los elementos se organizan en filas horizontales incrementando el número atómico. El número atómico, ubicado en la parte superior izquierda del símbolo del elemento, representa la cantidad de protones que hay en el núcleo de un átomo.



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002

Nit 811018723-8

Debajo del símbolo del elemento se indica el peso atómico, que es el peso promedio de los protones y

neutrones en un átomo. Debido a que los átomos naturalmente

se

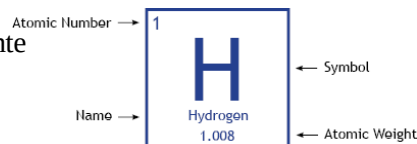
presentan con diferentes cantidades de neutrones, conocidos

como

isótopos, la masa atómica es un promedio de los pesos de todos

los isótopos de un átomo determinado.

Información tomada de <https://es.chemicalsafetyfacts.org/chemistry-101/the-periodic-table-of-elements-explained/>



LA ESTRUCTURA DE LA TABLA PERIÓDICA

La estructura de la tabla periódica contempla **grupos** y **periodos**. Los elementos, de este modo, se organizan en columnas verticales (los grupos, que también pueden mencionarse como **familias**) y en filas horizontales (los periodos).

Veamos el siguiente vídeo, luego socializaremos

en _____ clase.

<https://www.youtube.com/watch?app=desktop&v=VvdlKFfqWvQ>

=VvdlKFfqWvQ

El orden implica que los elementos se ubican de izquierda a derecha y de arriba hacia abajo en forma creciente según el **número atómico**. A medida que se avanza hacia arriba y a la derecha, crecen la **electronegatividad**, la afinidad electrónica y la **ionización**; hacia abajo y a la izquierda, en tanto se incrementan el **radio iónico** y el **radio atómico**.

Otra división posible se realiza en **bloques**, según cómo se completan las capas de electrones. La denominación de los bloques obedece al orbital atómico en el cual se ubica el último electrón.

¿Qué son los “períodos”?

Las filas horizontales a lo largo de la tabla periódica se denominan periodos. La tabla periódica contiene siete periodos⁵ (nueve si se cuentan las series lantánidos y actínidos). En cada período, los números atómicos de los elementos aumentan de izquierda a derecha. Todos los elementos del mismo período tienen la misma cantidad de capas electrónicas, pero cantidades diferentes de electrones y protones.

INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Grupo 1																		2
Periodo 1	1 H Hidrógeno																2 He Helio	
Periodo 2	3 Li Litio	4 Be Berilio															10 Ne Neón	
Periodo 3	5 Na Sodio	6 Mg Magnesio															18 Ar Argón	
Periodo 4	19 K Potasio	20 Ca Calcio	21 Sc Escandio	22 Ti Titanio	23 V Vanadio	24 Cr Cromo	25 Mn Manganeso	26 Fe Hierro	27 Co Cobalto	28 Ni Níquel	29 Cu Cobre	30 Zn Zinc	31 Ga Galio	32 Ge Germanio	33 As Arsénico	34 Se Selenio	35 Br Bromo	36 Kr Kriptón
Periodo 5	37 Rb Rubidio	38 Sr Estroncio	39 Y Ytrio	40 Zr Zirconio	41 Nb Niobio	42 Mo Molibdeno	43 Tc Tecnecio	44 Ru Rutenio	45 Rh Rodio	46 Pd Paladio	47 Ag Plata	48 Cd Cadmio	49 In Indio	50 Sn Estadio	51 Sb Antimonio	52 Te Telurio	53 I Yodo	54 Xe Xenón
Periodo 6	55 Cs Cesio	56 Ba Bario	57 La Lantano	58 Hf Hafnio	59 Ta Tantalo	60 W Wolframio	61 Re Renio	62 Os Osmio	63 Ir Iridio	64 Pt Platino	65 Au Oro	66 Hg Mercurio	67 Tl Talio	68 Pb Plomo	69 Bi Bismuto	70 Po Polonio	71 At Astato	72 Rn Radón
Periodo 7	87 Fr Francio	88 Ra Radio	89 Ac Actinio	90 Th Torio	91 Pa Protactinio	92 U Uranio	93 Np Neptunio	94 Pu Plutonio	95 Am Americio	96 Cm Curcio	97 Bk Berkelio	98 Cf Californio	99 Es Einsteinio	100 Fm Fermio	101 Md Mendelevio	102 No Nobelio	103 Lr Lawrencio	104 Og Oganesson

Una vez que se conoce la cantidad de electrones de un elemento químico, se puede calcular su valencia⁶. Esta es la capacidad de un átomo o de un grupo de átomos de formar enlaces químicos con otros átomos. La valencia es un aspecto importante del cálculo de fórmulas químicas para estudiantes y químicos.

¿Qué son los grupos o “familias”?

Las “familias” son los grupos de elementos que aparecen en nueve de las 18 columnas verticales de la tabla periódica⁷. Las familias de elementos químicos tienen propiedades similares, como sus configuraciones electrónicas⁸. Por ejemplo, los elementos que tienen propiedades similares al sodio (Na), como el litio (Li) y el potasio (K), se incluyen en la misma familia.

¿CÓMO SE FORMAN LOS IONES Y LAS MOLÉCULAS?

<https://www.youtube.com/watch?v=85XmStwDdJo>

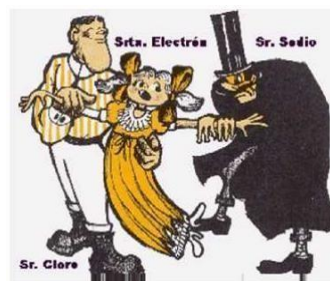
El juego de las moléculas

Para cada óxido nombrado vamos obtener su fórmula correcta utilizando el catión y anión correspondiente: Arrastra el Catión y luego el Anión a la columna de la tabla.

Función óxido

Disponemos de los cationes y aniones siguientes:

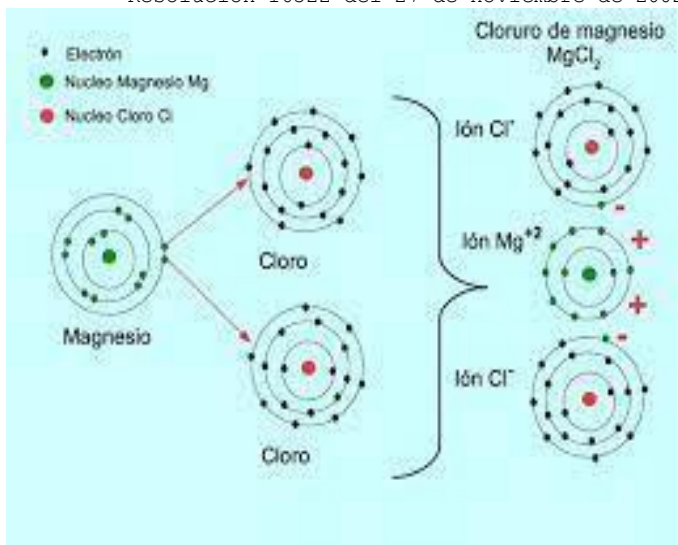
Catión	Anión	Nombre del compuesto	Fórmula
N^{+3}_2	O^{-2}_7	Trióxido de dinitrógeno	
P^{+5}_2	O^{-2}_3	Pentóxido de fósforo	
Cl^{+7}_2	O^{-2}_2	Heptóxido de dicloro	
C^{+4}	O^{-2}_3	Bióxido de carbono	
S^{+6}	O^{-2}_5	Trióxido de Azufre	





Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002

Nit 811018723-8



Actividad: “El juego de las moléculas”.

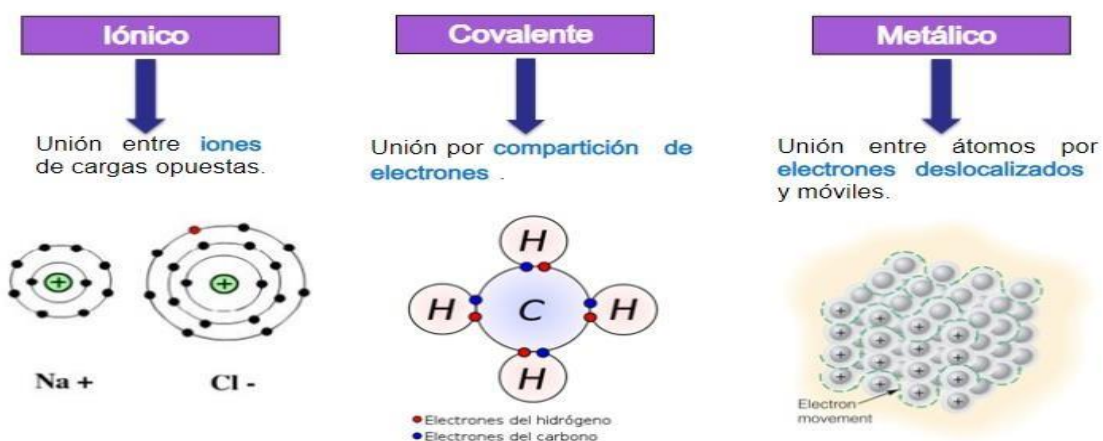
La actividad tiene como finalidad evaluar y retroalimentar los aprendizajes sobre iones y moléculas, obteniendo las moléculas de 5 óxidos a partir de sus iones.

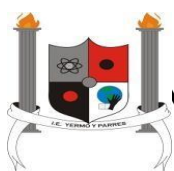
https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/G_7/S/S_G07_U02_L01/S_G07_U02_L01_03_02.html

https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/G_7/S/S_G07_U02_L01/S_G07_U02_L_01_03_02.html

Mapa conceptual de los enlaces químicos.

El enlace químico se clasifica en:





NOMENCLATURA QUIMICA INORGANICA

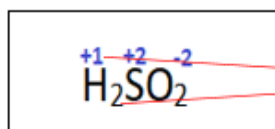
ACTIVIDAD 1

Nomenclatura química es un conjunto de reglas que se utilizan para nombrar todas aquellas combinaciones que se dan entre los elementos y los compuestos químicos. Las normas son establecidas por la **IUPAC** (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). La enorme cantidad de compuestos que maneja la química hace imprescindible la existencia de un conjunto de reglas que permitan nombrar de igual manera en todo el mundo científico un mismo compuesto. De no ser así, el intercambio de información sobre química entre unos y otros países sería de escasa utilidad.

- **Numero de oxidación, estado de oxidación o valencia:** Es la carga que posee un átomo de dicho elemento, cuando se encuentra en forma de ion.
- Cuando un elemento químico se encuentra solo, es decir que no se ha combinado con otro, su carga va a ser **cero (0)**.
 - Un elemento solo va a tener carga negativa o positiva, cuando al interactuar con otro átomo pierde o gana electrones.
 - En la tabla periódica puedes encontrar el número de oxidación de cada elemento (en algunas tablas periódicas se encuentra como valencia)
 - Cuando se enlazan solo dos elementos, el de la izquierda va a ser positiva y el de la derecha negativo
 - Cuando se enlazan tres elementos, los dos primeros son positivos y el ultimo es negativo
 - Grupo IA y elemento Plata (Ag): Estado de oxidación +1
Grupo IIA y elementos Zinc (Zn) y elemento Cadmio (Cd): Estado de oxidación +2 Grupo IIIA: Estado de oxidación +3
Elemento Oxígeno (O): Estado de oxidación: -2 (la más usual), en los peróxidos presenta carga de -1 Elemento Hidrógeno (H): +1 (la más usual), en los hidruros metálicos presenta carga de -1
(OH): Estado de oxidación: -1
 - La sumatoria de los estados de oxidación en un compuesto químico debe ser **cero (0)**

Ejemplo 1: H_2SO_2 → subíndice

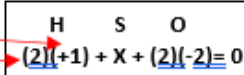
Elemento	Atomos	Estados de oxidacion	Total
H	2	+1	+2
S	1	<u>+2</u> , 4, 6	+2
O	2	-2	-4
SUMATORIA: $2+2+(-4)$			0



El número de átomos (subíndice) se multiplica por el estado de oxidación del elemento. Entonces, 2 átomos de H lo multiplico por +1 que es el estado de oxidación de este, así con los demás elementos, como el S no tiene subíndices se supone que hay uno solo.

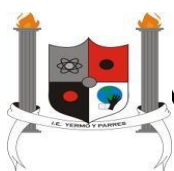
Hay diversos métodos para hallar estados de oxidación: **método 1:** Sabemos por regla que el H en este ejercicio tiene carga +1, el O -2 y el S no sabemos. Para hallar el estado de oxidación de este último veamos los siguientes pasos:

Paso #1



Paso # 2: Despejamos X para conocer el E.O del S

$$\begin{aligned}
 (+2) + X + (-4) &= 0 \\
 X: (+2) + (-4) \\
 X &= +2
 \end{aligned}$$

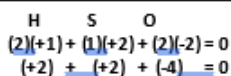


INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Método 2: Otra forma de hallar el estado de oxidación del S: vamos a la tabla periódica y observamos que el S maneja 3 estados de oxidación: +2, +4, +6 se escoge aquel que multiplicado por su subíndice (1) y sumado con el total de H (+2) y el total de O (-4) de como resultado como resultado 0. Este sería el +2.

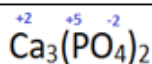
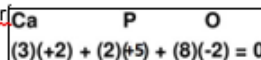


Ejemplo 2: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ →

Cuando hay un subíndice por fuera de un paréntesis, este multiplica a los subíndices de los elementos que están por dentro del paréntesis. Ej: P: $1 \times 2 = 2$ y O: $4 \times 2 = 8$

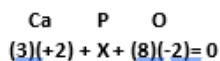
Elemento	Átomos	Estados de oxidación	Total
Ca	3	+2	+6
P	2	+3, 5, 4	+10
O	8	-2	-16
SUMATORIA: $6+10+(-16)$ →			0

Se observa en la tabla periódica que el P tiene tres estados de oxidación +3, 4, 5. se escoge aquel que multiplicado por el subíndice (2) y sumado con el total de Ca (+6) y el total de O (-16) de como resultado +16 para que al hacer la **sumatoria** de los totales de como resultado 0. Este sería el +5.



Sabemos por regla que el Ca en este ejercicio tiene carga +2, el O -2 y el P observamos en la tabla periódica que tiene carga de +3, 4, 5. Para hallar el estado de oxidación de este último veamos los siguientes pasos:

Paso #1

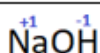


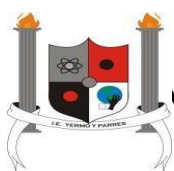
Paso # 2: Despejamos X para conocer el E.O del P

$$\begin{aligned} (+6) + 2X + (-16) &= 0 \\ 2X: (+6) + (-16) \\ X &= 10/2 \\ X &= 5 \end{aligned}$$

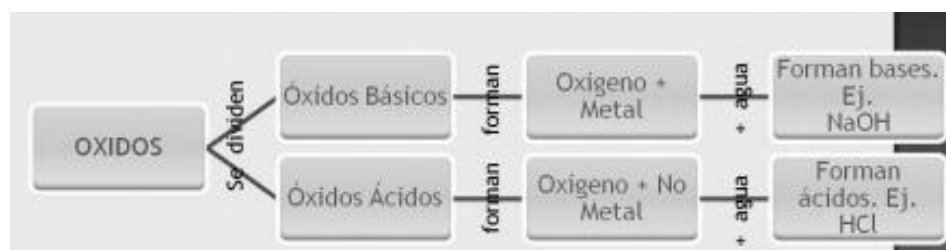
Ejemplo 3: NaOH

Observamos que el H ya no está al principio y el O ya no está al final, como en los ejemplos anteriores. Siempre que haya un OH al final, este va a tener un estado de oxidación: -1 y como el sodio es del grupo IA tiene estado de oxidación: +1.





GRUPOS FUNCIONALES QUÍMICA INORGÁNICA – ÓXIDOS

ACTIVIDAD 2

IMPORTANTE: Para nombrar óxidos debes primero buscar los estados de oxidación y establecer la nomenclatura de acuerdo con las reglas que se presentan a continuación:

Los óxidos se pueden nombrar de tres maneras. Nomenclatura stock, sistemática y tradicional:

EJEMPLO	NOMENCLATURA STOCK		NOMENCLATURA SISTEMÁTICA	
	Oxido de + Nombre del elemento + # oxidación en número romano		Prefijo + oxido de + prefijo + nombre del elemento	
$\overset{+3}{\text{N}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$	Óxido de Nitrógeno (III)		Trióxido de Dinitrógeno	(De acuerdo con el subíndice de cada elemento se escribe el prefijo. Como el O tiene subíndice 3 el prefijo será Tri- y como el N tiene 2 el prefijo sería Di-)
$\overset{+5}{\text{P}}_2\overset{-2}{\text{O}}_5$	Óxido de Fósforo (V)		Pentaóxido de Difósforo	
$\overset{+7}{\text{Mn}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$	Óxido de Manganeso (VII)		Heptaóxido de Dimanganeso	
NOTA: Si el elemento que está enlazado con el Oxígeno tiene un solo estado de oxidación, como por ejemplo el Aluminio (+3) no se escribe el número romano.				
		$\overset{+3}{\text{Al}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$	Óxido de Aluminio	



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES



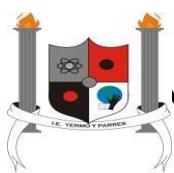
Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002

Nit 811018723-8

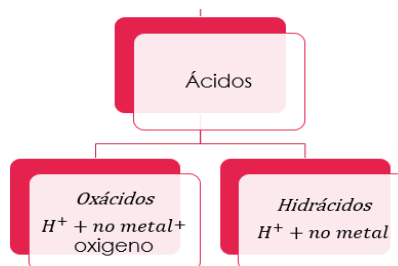
NOMENCLATURA TRADICIONAL

Un estado de oxidación	Dos estados de oxidación	Tres estados de oxidación	Cuatro estados de oxidación
Óxido + raíz nombre del elemento + <u>ico</u>	Óxido + raíz nombre del elemento + E.O menor <u>oso</u> E.O mayor <u>ico</u>	Óxido + E.O menor E.O mitad E.O mayor Hipo + raíz Raíz + oso Raíz + ico + oso	Óxido + E.O menor E.O 2do E.O 3ero E.O mayor Hipo + raíz raíz + oso Raíz + ico Per + raíz + ico + oso

Al_2O_3 Óxido aluminico MgO Óxido Magnésico K_2O Óxido Potásico	$\overset{+2}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}$ Óxido Carbonoso $\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}_2}$ Óxido Carbónico	$\overset{+3}{\text{Cr}}\overset{-2}{\text{O}_3}$ Óxido cromoso (El E.O del Cr para este ejercicio es +3. Se utiliza la nomenclatura para el E.O de la mitad). $\overset{+2}{\text{Cr}}\overset{-2}{\text{O}}$ Óxido hipocromoso (El E.O del Cr para este ejercicio es +2. Se utiliza la nomenclatura para el E.O menor). $\overset{+6}{\text{Cr}}\overset{-2}{\text{O}_3}$ Óxido Crómico (El E.O del Cr para este ejercicio es +6. Se utiliza la nomenclatura para el E.O mayor).	$\overset{+1}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}_2}$ Óxido hipocloroso (El E.O del Cl para este ejercicio es +1. Se utiliza la nomenclatura para el E.O menor. Ver nota de abajo). $\overset{+3}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}_3}$ Óxido Cloroso (El E.O del Cl para este ejercicio es +3. Se utiliza la nomenclatura para el E.O 2do.). $\overset{+5}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}_5}$ Óxido Clórico (El E.O del Cl para este ejercicio es +5. Se utiliza la nomenclatura para el E.O 3ero.). $\overset{+7}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}_7}$ Óxido Perclórico (El E.O del Cl para este ejercicio es +7. Se utiliza la nomenclatura para el E.O mayor.).
Nota: Observamos en la tabla periódica que los elementos de los ejercicios anteriores que están enlazados con el Oxígeno presentan un solo estado de oxidación: Al: +3 Mg: +2 K: +1	Nota: Observamos en la tabla periódica que los elementos Calcio del ejercicio anterior que está enlazado con el Oxígeno presentan dos estados de oxidación. C: +2 +4 El +2 es el menor E.O El +4 es el mayor E.O	Nota: El Cromo tiene 3 estados de oxidación: +2 menor +3 medio +6 mitad	Nota: El Cloro tiene 4 estados de oxidación: +1 menor +3 2do +5 3ero +7 mayor



GRUPOS FUNCIONALES QUIMICA INORGANICA – ACIDOS

ACTIVIDAD 3

NOMENCLATURA DE ACIDOS HIDRACIDOS

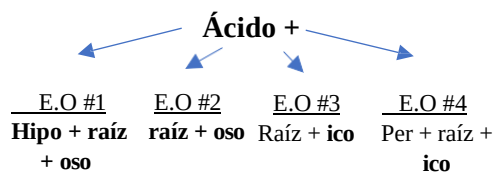
Ejemplo	Acido + raíz + hídrico	Raíz + uro + Hidrógeno
HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
H ₂ S	Ácido Sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno
HI	Ácido yodhídrico	Yoduro de hidrógeno

Excepciones

CH₄: MetanoPH₃: FosfaminaNh₃: AmoniacH₂O: Agua

NOMENCLATURA DE ACIDOS OXACIDOS

Se utilizan los mismos prefijos y sufijos empleados con los óxidos. Veamos:

**Ácido Sulfúrico**

1 paso: Hallamos los estados de oxidación de cada elemento

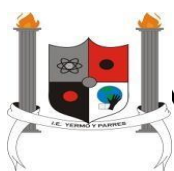
2. Buscamos en la tabla periódica los E.O del Azufre:

+2 #1

+4 #2

+6 #3

Paso 3: Observamos que tiene 3 E.O y en este ejercicio tiene carga +6, es decir el #3 (último E.O), observamos en la formula que se nombra con la terminación **ico**

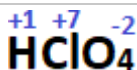


INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002

Nit 811018723-8



Ácido Perclórico

1 paso: Hallamos los estados de oxidación de cada elemento

2. Buscamos en la tabla periódica los E.O del Cloro:

+1 #1

+3 #2

+5 #3

+7 #4

Paso 3: Observamos que tiene 4 E.O y en este ejercicio tiene carga +7, es decir el #4 (último E.O), observamos en la fórmula que se nombra con el prefijo **Per** y terminación **ico**

2. TRANSFERENCIA Y VALORACIÓN

Realiza los siguientes ejercicios en el cuaderno (trabajo para 3 semanas)

ACTIVIDAD 1:

Establece los números de oxidación de los elementos que constituyen las siguientes especies:

- a) SO_2
- b) S
- c) H_3P
- d) Fe_2O_3
- e) $\text{Mg}_3(\text{AsO}_4)_2$
- f) H_2SO_4
- g) $\text{Al}(\text{OH})_3$ (Cuando hay Un OH dentro de un paréntesis, el subíndice multiplica a todo el OH, y NO por separado al O e H).

ACTIVIDAD 2:

Escribe la fórmula química de los siguientes óxidos. Además, establecer los estados de oxidación e indica que clase de óxido es:

- a) Óxido de cloro (VII)
- b) Óxido estánnico
- c) Óxido carbonoso
- d) Óxido de plomo (IV)
- e) Óxido sulfúrico
- f) Óxido de mercurio (I)
- g) Óxido de cromo (II)

Completa el siguiente cuadro. Recuerda: **cationes** (iones cargados positivamente) y **aniones** (iones cargados negativamente)



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

<i>Nombre</i>	<i>Fórmula</i>	<i>Catión</i>	<i>Anión</i>
Óxido de potasio			
Óxido de cobre (II)			
	Fe ₂ O ₃		
	ZnO		
		Co ³⁺	O ²⁻
		Mg ²⁺	O ²⁻
Monóxido de carbono			
Pentóxido de difósforo			
	SO ₂		
	As ₂ O ₃		
		Cr ⁶⁺	O ²⁻
		Cl ³⁺	O ²⁻

ACTIVIDAD 3:

Un ejemplo de ácido hidrácido es (justifica tu respuesta):

- a) HNO
- b) H₂S
- c) HClO₃
- d) WH₃PO₃

Completa el siguiente cuadro. Indica si es un hidrácido o un oxácido

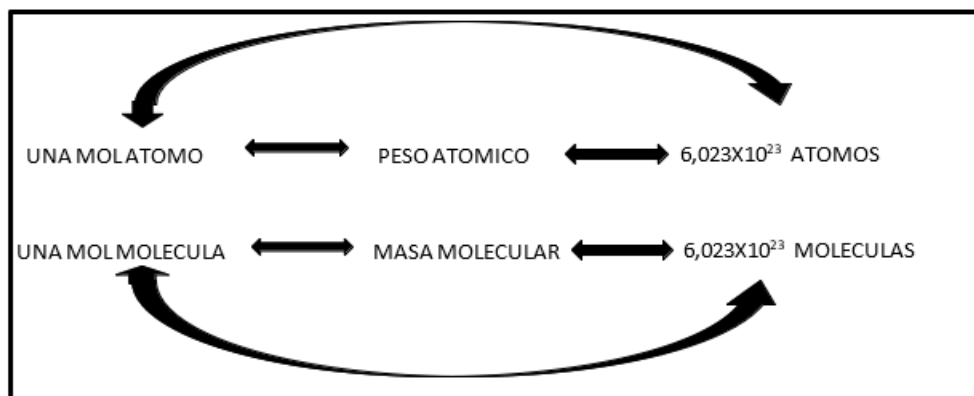
<i>Nombre</i>	<i>Fórmula</i>	<i>Catión</i>	<i>Anión</i>
Ácido clorhídrico			
Ácido sulfhídrico			
Ácido bromhídrico			
	HF		
	H ₂ Te		
		H ¹⁺	I ¹⁻
		H ¹⁺	Se ²⁻

<i>Nombre</i>	<i>Fórmula</i>	<i>Catión</i>	<i>Anión</i>
Ácido sulfúrico			
Ácido nítrico			
Ácido arsenoso			
Ácido hipoyodoso			
	H ₂ CO ₃		
	HClO ₄		
	HNO ₂		
		H ¹⁺	(AsO ₄) ³⁻
		H ¹⁺	(CrO ₄) ²⁻
		H ¹⁺	(PO ₄) ³⁻



CÁLCULOS QUÍMICOS BÁSICOS

NUMERO DE AVOGADRO = $6,023 \times 10^{23}$ ATOMOS O MOLECULAS



PRIMERA ACTIVIDAD

Observe muy bien cada flecha y comprenda el siguiente cuadro. En total son 12 ya que están en doble sentido indicando que puede señalar hacia un lado o al otro inverso. En la tabla encontraras 3 ejemplos.

	Relaciona la masa molecular con el número de Avogadro
	Relaciona el peso atómico con una mol átomo
	Relaciona una mol molécula con el número de Avogadro

La **estequiometría**, es el cálculo para una ecuación química balanceada que determinará las proporciones entre reactivos y productos en una reacción química.

Se pueden hacer 6 cálculos diferentes. Ellos son:

1. Cálculos masa-masa
2. Cálculos mol-mol
3. Cálculos masa-mol o mol-masa.
4. Cálculos con reactivo límite.
5. Cálculos de rendimiento y pureza.
6. Cálculos con número de Avogadro.

Voy a explicar un ejercicio de cálculo masa-masa:

El Sodio reacciona con el agua para producir hidróxido de sodio más hidrógeno.

Lo primero se escribe la ecuación. Luego se balancea.

Después, se buscan las masas o pesos atómicos de los elementos químicos Luego se



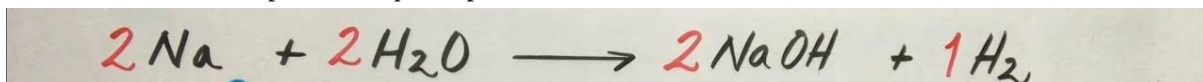
INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

determinan las masas moleculares.

Al final se resuelve el problema que se plantee.



Al escribir y balancear la ecuación el resultado es:

2 mol átomos de sodio reaccionan con 2 mol moléculas de agua para producir 2 mol moléculas de hidróxido de sodio más una molécula de hidrógeno.

$$2\text{Na} = (2) 23\text{g} = 46\text{g}$$

$$2\text{NaOH} = (2)40\text{g} = 80\text{g}$$

$$2\text{H}_2\text{O} = (2) 18\text{g} = 36\text{g}$$

$$\underline{\hspace{1cm}} 82\text{g}$$

$$\text{H}_2 = 1\text{g} \times 2 = \underline{\hspace{1cm}} 2\text{g}$$

$$\hspace{10cm} 82\text{g}$$

Ahora viene el problema masa – masa: ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se producirán cuando reaccionan 92 gramos de sodio?

A simple vista observamos que si reaccionan 46 gramos de sodio se producen 80 g de hidróxido de sodio. Entonces analizamos que 92 es el doble de 46. Entonces deducimos que se producirán el doble también de hidróxido de sodio. **Luego la respuesta es 160 g de hidróxido de sodio.**

Otro ejercicio con cálculos mol- mol.

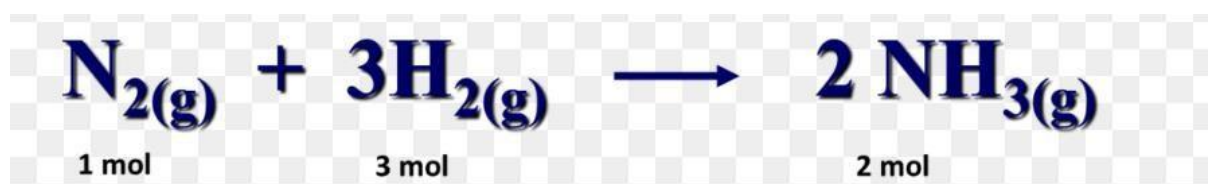
Este cálculo es más fácil porque ya tenemos los moles en la ecuación balanceada.

Entonces yo hago la siguiente pregunta, por ejemplo: ¿Cuántas moles de agua se necesitan para que reaccionen con 3,5 moles de sodio?

Pues muy sencillo. Vemos en la ecuación balanceada, que 2 moles de agua reaccionan con 2 moles de sodio. Es decir, están iguales. Entonces la respuesta será la misma. Es decir: Las moles de agua que se necesitan para que reaccionen con 3.5 moles de sodio, **son 3.5 moles de agua.**

Ahora un ejercicio sobre reactivo límite:

Cuando dos o más reactivos participan en una reacción, uno de ellos se termina de primero poniendo fin a la reacción. Ese reactivo se llama **Reactivo Límite.**



Observamos que una mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 y producen 2 moles de amoníaco NH_3

¿Qué tal si solo reaccionan 2 moles de hidrógeno con una mol de nitrógeno?

Entonces nos damos cuenta que el nitrógeno reacciona todo, mientras que el hidrógeno de tres moles, solo reaccionan dos. Conclusión, queda sobrando una mol de hidrógeno.

Entonces el reactivo límite es el Nitrógeno

En cuanto al rendimiento y la pureza de una reacción se da en términos de porcentaje (%) $\text{N}_2 =$

$$14\text{g} \times 2 = 28\text{gramos.} \quad + \quad 3\text{H}_2 = 1\text{g} \times 6 = 6\text{gramos} \longrightarrow 32\text{g de NH}_3$$

Si en la reacción se producen 32 g de amoníaco, entonces el rendimiento de la reacción es del 100% Pero resulta que, en la realidad, una reacción química nunca se da el 100%. Tampoco es pura, contiene impurezas.

Entonces, si solo se producen por decir algo 24 gramos de amoníaco, ¿Cuál es la eficiencia o



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

rendimiento de la reacción?

Si 32 g es el 100%, 24 g será:

Respuesta: 75% de rendimiento o eficiencia de la reacción.

Ahora con respecto a la pureza: si de esos 24 gramos de amoníaco, solo 20 gramos son puros, entonces se deduce que 4 gramos son de impurezas.

Conclusión: 83,33% de pureza, 16,66% de impurezas.

EJERCICIOS SOBRE MOL Y NÚMERO DE AVOGADRO

1) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?

Datos. Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35'5.

Solución:

$$1 \text{ mol Na} = 6,023 \times 10^{23} \text{ at Na} = 23 \text{ g Na}$$

$$\Rightarrow 1 \text{ at Na} \times \frac{23 \text{ g Na}}{6,023 \times 10^{23} \text{ at Na}} = 3,81 \times 10^{-23} \text{ g Na}$$

Respuesta: Un átomo de sodio pesa = $3,81 \times 10^{-23}$ gramos

SEGUNDA ACTIVIDAD DE LA GUIA

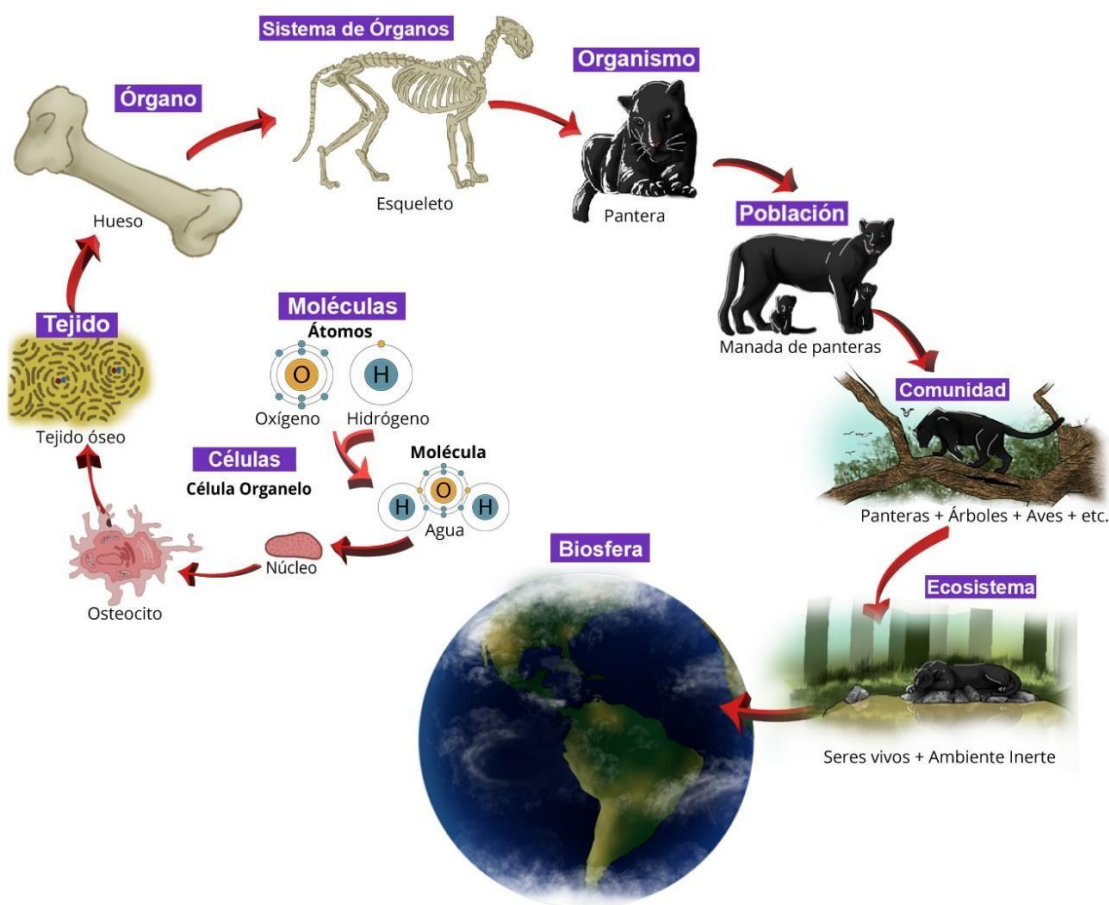
Resolver los siguientes ejercicios: Debe hacer los procedimientos. De lo contrario, no se acepta la respuesta únicamente.

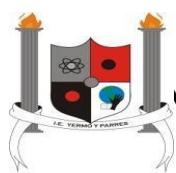
1. Cuánto pesan dos mol moléculas de ácido sulfúrico. H_2SO_4
2. Cuántas moléculas hay en 3 mol moléculas de SO_3
3. Si 30 g de Zn reaccionan con 30 g de H_2SO_4 , para producir H_2 y ZnSO_4 , cuál es el reactivo límite.
4. Cuanto sulfato de Zinc se produce, si la eficiencia de la reacción es del 80%
5. El Cl_2O_7 reacciona con H_2O para producir 150 g de HClO_4 . Cuál es el peso del ácido perclórico puro obtenido en la reacción.



ENTORNO BIOLÓGICO: NIVELES DE ORGANIZACIÓN BIOLÓGICA

Todas las cosas (vivas y no vivas), están compuestas por elementos químicos y responden a las mismas leyes de la física y la química que rigen al universo, entonces ¿cómo diferenciar lo vivo de lo no vivo?, todos los sistemas vivos comparten una serie de características típicas como son: la reproducción, el metabolismo, la homeostasis, la irritabilidad y la evolución, que los diferencian de las cosas no vivas.





INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Tomado de <https://portalacademico.cch.unam.mx/biologia1/niveles-de-organizacion/introduccion>

Actividad

Ingresa en este enlace para conocer más sobre los niveles de organización biológica.

<https://cienciasnaturales.es/organizacionbiologica.html>





INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

1. Explique brevemente la importancia de los niveles de organización en los seres vivos. Que sucedería de llegar a extinguirse uno de estos niveles. Explique con un ejemplo.
2. ¿Por qué la célula es uno de los niveles de organización más importantes para todos los seres vivos?
3. Describa cuales son las funciones básicas que tiene los diferentes tejidos que constituyen a las plantas y al ser humano. Elabore las gráficas correspondientes
4. Relacione la columna de la izquierda con la columna de la derecha, según corresponda a su función

TEJIDO		FUNCIÓN	
A	CELULA		Su función es recubrir superficies externas e internas del cuerpo y órganos
B	TEJIDO NERVIOSO		Realiza funciones de soporte y unión, está presente en todo nuestro organismo.
C	TEJIDO MUSCULAR		Responsable del movimiento de estructuras internas, como vasos sanguíneos, órganos y glándulas.
D	TEJIDO ADIPOSEO		Su función es formar estructuras con células denominadas osteocitos u óseas
E	MUSCULATURA CARDIACA		Su función es transportar alimentos, O ₂ y CO ₂ .
F	TEJIDO SANGUINEO		Tejido que permite el movimiento coordinado del corazón, es automático, es decir, funciona por sí mismo
G	TEJIDO OSEO		Su función es constituir reservas energéticas en los organismos
H	MUSCULATURA LISA		Responsable del movimiento de diferentes partes del nuestro cuerpo humano y en animales
I	TEJIDO CONECTIVO		Recoge información procedente del exterior e interior del organismo, y elabora respuestas apropiadas frente a un estímulo.
J	TEJIDO EPITELIAL		Unidades más pequeñas de la materia viva es el primer nivel de organización en los seres vivos

5. Dentro de los niveles de organización celular las células de la misma clase se agrupan para realizar un determinado trabajo el cuerpo humano se forma de células que al agruparse forman los tejidos, los tejidos trabajan juntos teniendo en cuenta las características de esas células y forman los órganos que a su vez se agrupan y forman los sistemas. Según el texto anterior la organización celular correcta de menor a mayor tamaño en el cuerpo humano es.

- A. órganos, células, tejidos y sistemas
- B. sistemas, órganos, tejidos y células
- C. tejidos, células, órganos y sistemas
- D. células, tejidos, órganos y sistemas.



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8