



**CIENCIAS NATURALES\_ QUÍMICA**  
**NATURALEZA DE LA MATERIA Y EL ÁTOMO**  
**GRADO: DÉCIMO**  
**PERIODO: DOS**  
**AÑO 2025**  
**FRANQUELINA RIVERA CORREA**



INTRODUCCIÓN

SABERES  
PREVIOS

TRANSVERSILIDAD

OBJETIVOS

INDICADORES  
DE DESMPENO

EVALUACIÓN

## INTRODUCCIÓN

Con la Guía Didáctica (G.D) que se presenta a continuación, se espera contribuir al aprendizaje de la teoría atómica y el lenguaje químico. 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

- Reseña histórica
- Estructura atómica
- Tabla periódica
- Átomos y moléculas.
- Configuración electrónica



	<ul style="list-style-type: none"><li>• Cationes y aniones</li><li>• Enlace químico</li></ul> <p><u>EL LENGUAJE QUÍMICO.</u></p> <ul style="list-style-type: none"><li>• Estados de oxidación.</li><li>• Nomenclatura</li><li>• Funciones químicas</li></ul> <p><u>CÁLCULOS QUÍMICOS BÁSICOS</u></p> <ul style="list-style-type: none"><li>• La mol</li><li>• La molécula.</li></ul> <p><b>ENTORNO BIOLÓGICO</b></p> <p><u>ESTRUCTURA CELULAR DE LOS SERES VIVOS</u></p> <ul style="list-style-type: none"><li>• Organelos que transforman la energía (mitocondria_ cloroplastos).</li><li>• Mecanismos básicos de liberación y almacenamiento de energía.</li><li>• Respiración celular y fermentación (Química)</li><li>• Fotosíntesis (Química)</li></ul>
<p><b>OBJETIVOS</b></p>	<p><b>OBJETIVO GENERAL</b></p> <p>Aprender sobre la naturaleza de la materia y su relación con todo lo que nos rodea.</p> <p><b>OBJETIVOS ESPECIFICOS</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>• Desarrollar y sustentar los proyectos de investigación que contribuyen a mejorar la calidad de vida y la conservación del medio ambiente.</li><li>• Identificar las propiedades de la materia y establecimiento de las relaciones de periodicidad.</li><li>• Identificar y describir las estructuras celulares de los seres vivos y algunos mecanismos de transformación de energía.</li><li>• Describir los mecanismos básicos de la liberación y almacenamiento de energía</li></ul>
<p><b>INDICADORES DE DESEMPEÑO</b></p>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Explico la estructura de los átomos a partir de diferentes teorías y los tipos de enlaces que se pueden presentar.</li><li>• Uso la tabla periódica para determinar propiedades físicas y químicas de los elementos.</li><li>• Saco conclusiones de los experimentos que realizo, aunque no obtenga los resultados esperados.</li></ul>



	<ul style="list-style-type: none"><li>▪ Interpreta y analiza datos representados en texto, gráficas, dibujos, diagramas o tablas.</li><li>▪ Explicación de las funciones químicas, a través de la categorización y reconocimiento de nomenclatura.</li><li>▪ Identificar y describir las estructuras celulares de los seres vivos y algunos mecanismos de transformación de energía.</li></ul>
<b>EVALUACIÓN</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>▪ 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.</li><li>▪ 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.</li></ul>

## DESARROLLO DE LA GUÍA DIDÁCTICA

### EL ÁTOMO

#### ACTIVIDAD DIAGNÓSTICA.

Para el tema del átomo nos apoyaremos inicialmente de la página web: Colombia aprende, allí puedes encontrar información pertinente.

[https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/G\\_7/S/menu\\_S\\_G07\\_U02\\_L01/index.html](https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/G_7/S/menu_S_G07_U02_L01/index.html)

Dialogar en torno a la pregunta: ¿De qué está constituido todo lo que nos rodea?

ver el video ¿Existe algún material que no esté constituido por átomos?

[https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/G\\_7/S/S\\_G07\\_U02\\_L01/S\\_G07\\_U02\\_L01\\_03\\_01.html](https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/G_7/S/S_G07_U02_L01/S_G07_U02_L01_03_01.html)



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

Paralelamente se ira interactuando en forma oral, realizando las explicaciones necesarias para retroalimentar conceptos claves indispensables para que los estudiantes realicen una mejor comprensión del tema en estudio ya al final contesta la pregunta del nombre del vídeo.

Conocimientos previos sobre cálculos químicos.

¿De qué manera podemos contar átomos y moléculas?

Historieta que representa una situación cotidiana para conceptualizar el tópico de cantidad como una unidad que permite contar el número de átomos, moléculas e iones presentes en una muestra. Los estudiantes se deben organizar en pequeños grupos de discusión, con el fin de darle solución a los siguientes interrogantes:

- ¿Por qué crees que el ascensor no cerró sus puertas?
- Si no se sobrepasó la cantidad de personas permitidas en el ascensor, ¿por qué éste no subía?
- Argumenta las razones.
- Después de la socialización de las anteriores preguntas, el profesor pedirá a los estudiantes que



lleven a cabo un laboratorio, con el fin de comprender que en muchas ocasiones el conteo de unidades es dispendioso por lo cual se utiliza la cantidad de la masa. Por ejemplo, en los supermercados.

## TEORÍA ATÓMICA

Ahora, lee el siguiente texto que ilustra el inicio de la teoría atómica.

Hace muchos años, de las tantas controversias científicas se encuentra una muy importante y es acerca del átomo. Veamos quién fue uno de los primeros científicos que se interesó en indagar sobre la materia. **Siglo V a. C.**

**Demócrito**

Con ayuda de mis amigos pensadores, he llegado a la verdad. Y es, que la realidad está compuesta por dos elementos: lo que es, representado por los átomos indivisibles, y lo que no es, representado por el vacío. Y este último, es aquello que no se considera átomo, es decir es el espacio en el cual los átomos se pueden mover.

Los átomos se distinguen por forma, tamaño, orden y posición. Si tomamos cualquier objeto y lo subdividimos, se llegará a un punto donde se obtendrán átomos, los cuales ya no se podrán dividir (figura 1).



Figura 1. División gráfica de los átomos.

Pero, muchos filósofos se rieron de él y de sus propuestas: Algunos comentarios de los científicos y pensadores de la época fueron los siguientes:

- Pero, ¿Cómo va a existir algo indivisible?
- Jajaja, una partícula, o bien ocupa espacio, o no lo ocupa. Y si es indivisible no puede ocupar espacio por lo tanto no existe ¡Punto!

#### **Siglo IV a. C Aristóteles.**

Pues yo estoy muy seguro de lo que voy a decir, la materia es continua y siempre ha sido así. Por lo tanto, se puede dividir infinitamente en partículas cada vez más pequeñas.

Esas tales partículas que algunos han denominado átomos ¡NO EXISTEN!  
Pero lo que si es cierto, es que lo que hay en común entre las cosas del universo son los cuatro elementos (figura 2)



Figura 2. Representación de los cuatro elementos.

#### **Siglo XIX. Boltzmann.**

¿Quién se atreve a decir que la materia se puede dividir infinitamente? todo, está compuesto de pequeños bloques, es decir átomos.

Y esto lo puedo comprobar por medio de diferentes experimentos que he realizado con mis aliados. Si imaginamos el vapor como millones de diminutas esferas rígidas, átomos, entonces podremos desarrollar algunas ecuaciones matemáticas.

En ese tiempo, estaba en auge la revolución industrial, por lo tanto, era urgente la necesidad de comprender y predecir el comportamiento del agua y el vapor a altas temperaturas y presiones. Por lo tanto, Boltzmann, con sus ecuaciones sería capaz de predecir el comportamiento del vapor con una increíble precisión. Pero estas ideas llevaron a Boltzmann y a sus colegas a una gran polémica. Ya que anteriormente la religión tenía un poder muy grande. Sus opositores argumentaron que

era sacrilego reducir el milagro de la creación a una serie de colisiones entre esferas diminutas inanimadas. Por lo tanto, fue condenado como un materialista irreligioso.

Agotado y amargado por tantos ataques personales y rechazado por la comunidad científica de ese tiempo, Boltzmann se suicidó en 1906.

Después de una conferencia de Boltzmann en 1897, Ernst dijo: ¡No creo que los átomos existen! Ya que estos no pueden observarse, son más una cuestión de fe que de ciencia.

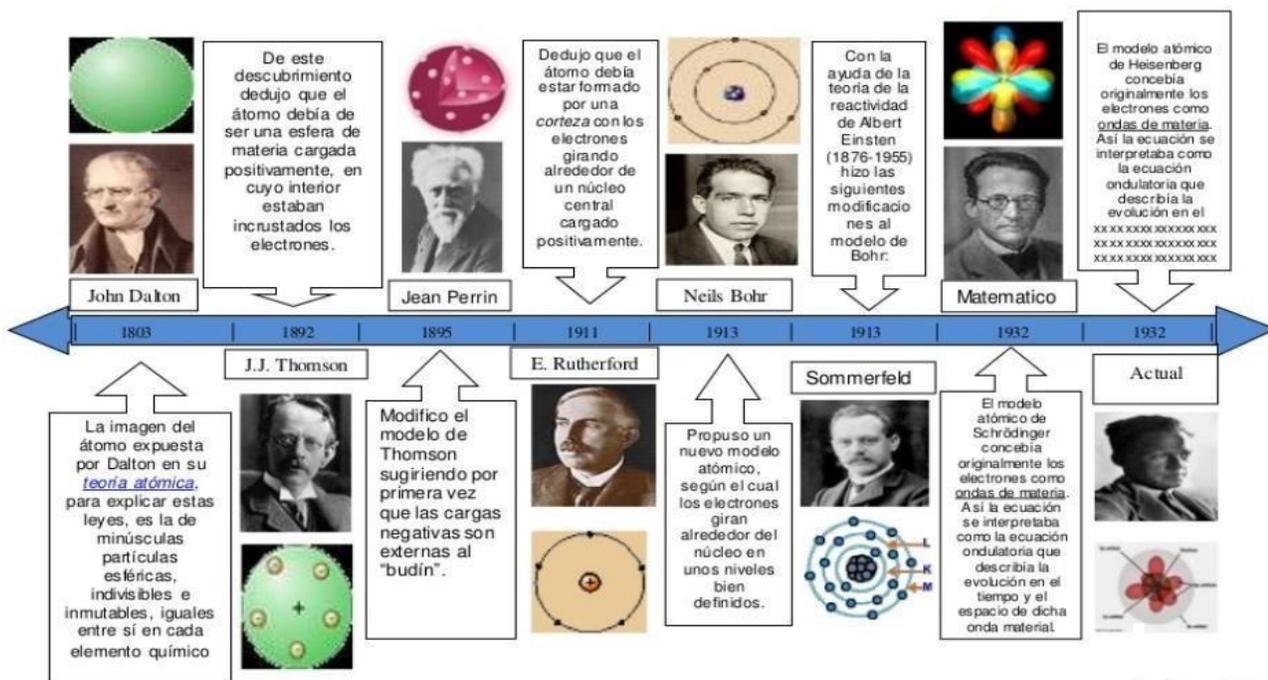
Se pueden considerar como ficciones explicativas cuya postulación dan sentido a los datos, pero cuya existencia no puede confirmarse.

Ahora, después de haber leído el texto donde se presentan los inicios de la teoría atómica, responde y socializa las siguientes preguntas:

- ¿Con cuál de las posturas te sientes identificado: anti atomista o atomista? ¿Por qué?
- Teniendo en cuenta tu respuesta en la primera pregunta que se hizo entorno al borrador. ¿Has cambiado de posición al ver la línea de tiempo? Explica.

**Actividad de desarrollo: Breve reseña histórica. Aportes a través de la historia al modelo atómico actual.**

Realiza una línea de tiempo.



Activar Window

Los científicos diseñan modelos o representaciones de la realidad para poder comprender mejor los fenómenos de la naturaleza, en este caso el Átomo. Desde la antigüedad, el ser humano se ha cuestionado de qué estaba hecha la materia. Unos 400 años antes de Cristo, el filósofo griego Demócrito, consideró que la materia estaba constituida por



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

pequeñísimas partículas que no podían ser divididas en otras más pequeñas. Por ello, llamó a estas partículas átomos, que en griego quiere decir “indivisible”. Por lo que, Demócrito atribuyó a los átomos las cualidades de ser eternos, inmutables e indivisibles. Sin embargo, las ideas de Demócrito sobre la materia no fueron aceptadas por los filósofos de su época y tuvo que transcurrir cerca de 2,200 años para que la idea de los átomos fuera tomada de nuevo en consideración. El modelo atómico actual no es producto de la casualidad, su historia está llena de acontecimientos, experimentos y teorías, que nos han llevado a explorar el espacio exterior, nos proporciona una vida más cómoda y placentera, al igual nos permite conocer lo más íntimo del cuerpo humano. Empecemos a conocer la asombrosa historia del átomo.



### Estructura del átomo Actividad

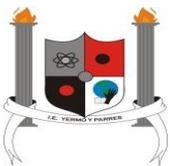
Después de analizar la reseña histórica del átomo, el docente invita a centrarse en la teoría del modelo atómico actual. “Modelo Actual del Átomo”, el docente comienza la explicación teniendo en cuenta la siguiente estructura conceptual: Mezcla – Compuesto - Elemento – Átomo

—Estructura del átomo – Teoría Atómica de Dalton – Electrón – Modelo Atómico de Thomson – Protón – Modelo Atómico de Rutherford – Neutrón -Modelo Atómico de Bohr – Modelo mecánico cuántico del átomo – Configuración electrónica – Modelo estándar.

## 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](http://ceca.uaeh.edu.mx/tabla_periodica/tablaperiodica.html)

### ¿SABES POR QUÉ SE DESARROLLÓ LA TABLA PERIÓDICA?

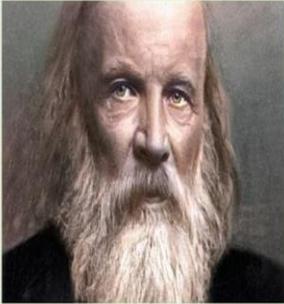
En 1869, el químico ruso Dimitri Mendeléyev quiso ver si había un patrón para las propiedades químicas de los elementos que conocía. Encontró un patrón ordenando los elementos por su número atómico ascendente y organizándolos en un cuadro: así creó la primera tabla periódica. Esta estructura ayudó a 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?



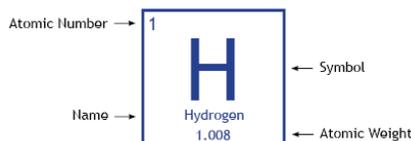
“Si todos los elementos químicos se disponen en el orden de sus pesos atómicos, se obtiene la repetición periódica de las propiedades. Esto se expresa en la ley de periodicidad”

Dmitri Mendeléyev  
1834-1907

www.cientifico.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.

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 las cantidades de protones y neutrones varían en los diferentes isótopos de un elemento, el peso atómico es un promedio de los pesos de todos los isótopos de un elemento determinado.

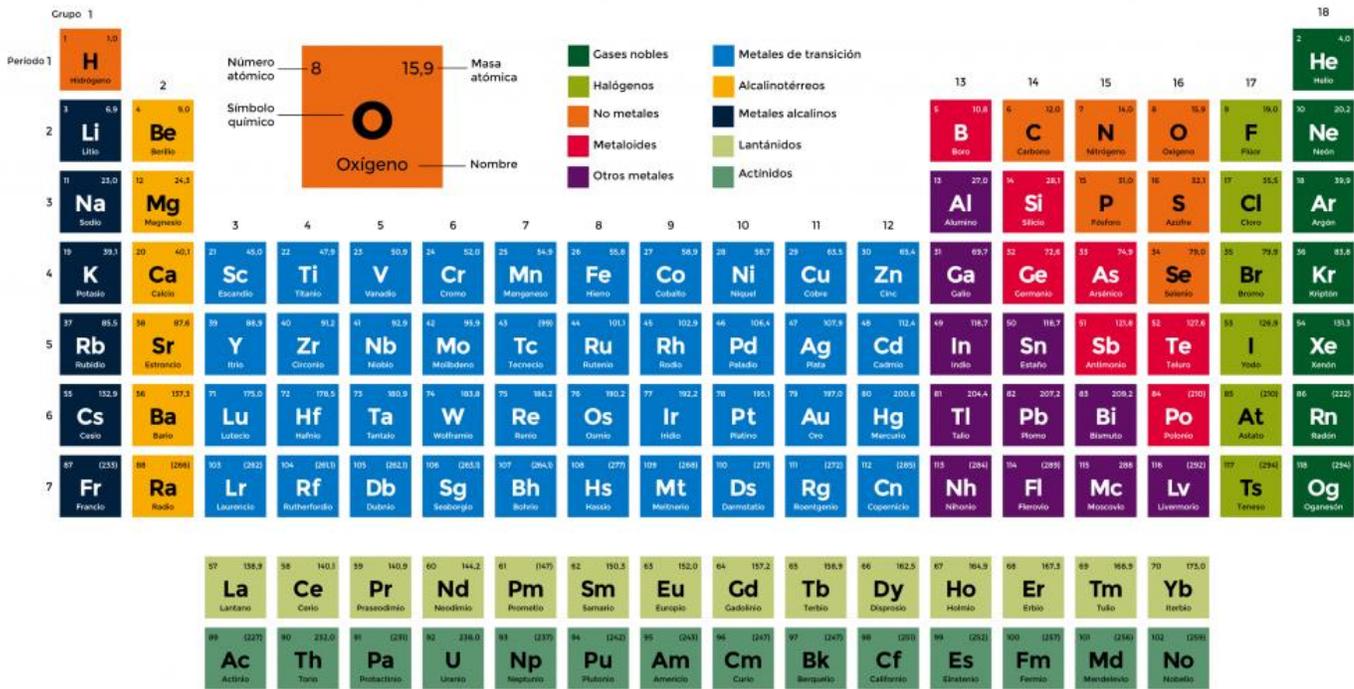
a que los átomos naturalmente se presentan con diferentes pesos atómicos, conocidos como isótopos, la masa atómica es un promedio de los pesos de todos los isótopos de un elemento determinado.

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



**LA ESTRUCTURA DE LA TABLA PERIÓDICA**

**TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS**



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>

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”?**



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

Las filas horizontales a lo largo de la tabla periódica se denominan períodos. La tabla periódica contiene siete períodos<sup>5</sup> (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.

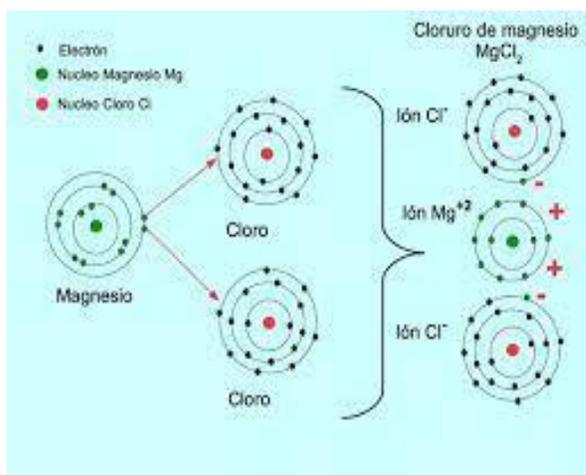
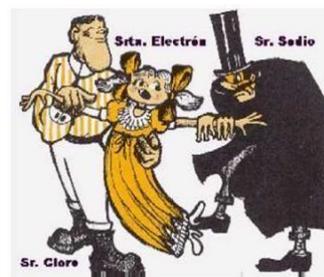
Una vez que se conoce la cantidad de electrones de un elemento químico, se puede calcular su valencia<sup>6</sup>. Esta es la capacidad de un átomo o de un grupo de átomos de formar enlaces químicos con otros átomos. La valencia es un aspecto importante del cálculo de fórmulas químicas para estudiantes 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 periódica<sup>7</sup>. Las familias de elementos químicos tienen propiedades similares, como sus configuraciones electrónicas<sup>8</sup>. 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>



### 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_L01_03_02.html)

[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_L01_03_02.html)

**El juego de las moléculas**

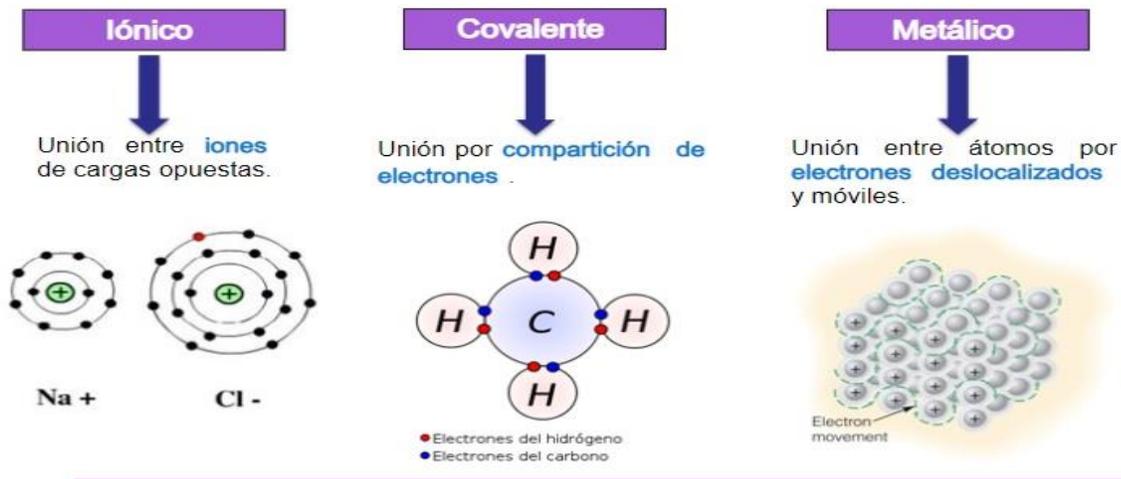
Para cada óxido nombrado vamos obtener su fórmula correcta utilizando el catión y anión correspondiente: Arrastra el Catión y luego el Anión a la columna de la tabla.

**Función óxido**  
Disponemos de los cationes y aniones siguientes:

Catión	Anión	Nombre del compuesto	Fórmula
$N_2^{+3}$	$O_7^{-2}$	Trióxido de dinitrógeno	
$P_2^{+5}$	$O_3^{-2}$	Pentóxido de fósforo	
$Cl_2^{+7}$	$O_2^{-2}$	Heptóxido de dicloro	
$C^{+4}$	$O_3^{-2}$	Bióxido de carbono	
$S^{+6}$	$O_5^{-2}$	Trióxido de Azufre	

**Mapa conceptual de los enlaces químicos.**

*El enlace químico se clasifica en:*



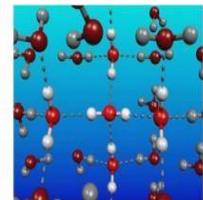
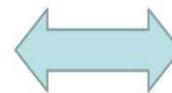
**¿CÓMO SE FORMAN LOS IONES Y LAS MOLÉCULAS?**

**ACTIVIDAD N°1**

1. ¿Qué entiendes por enlace químico?
2. ¿Para qué sirve un enlace químico?
3. ¿Cómo puede explicar la imagen que aparece a un lado?
4. ¿Cómo se determinan los electrones de valencia?
5. ¿Cuántos electrones necesita un átomo en su último nivel de energía para alcanzar la estabilidad de los gases nobles?



Visión macroscópica



Visión microscópica

## CONCEPTOS CLAVES

### Electrones de valencia

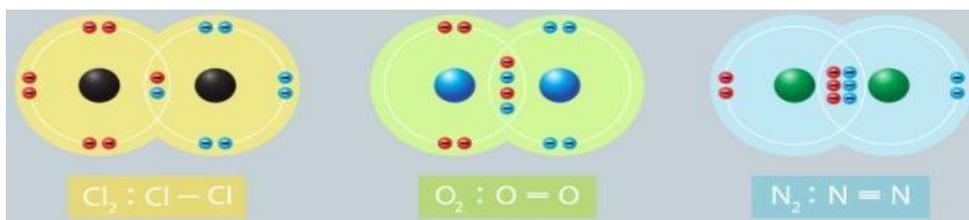
Los electrones de valencia son los electrones del último nivel de energía. Estos sirven para que los átomos puedan formar enlaces con otros átomos, es decir, formar nuevos compuestos. Además, los electrones de valencia son los responsables de las características químicas de los elementos.

Grupo	Electrones de valencia
1	1
2	2
13	3
14	4
15	5
16	6
17	7
18	8
(Excepto He)	→ 2

1	2	13	14	15	16	17	18
H·							He·
Li·	Be·	B·	C·	N·	O·	F·	Ne·
Na·	Mg·	Al·	Si·	P·	S·	Cl·	Ar·
K·	Ca·	Ga·	Ge·	As·	Se·	Br·	Kr·
Rb·	Sr·	In·	Sn·	Sb·	Te·	I·	Xe·
Cs·	Ba·	Tl·	Pb·	Bi·	Po·	At·	Rn·
Fr·	Ra·						

### LEY DEL OCTETO

La teoría del octeto, enunciada en 1916 por el fisicoquímico Gilbert Lewis, dice que los iones de los elementos del sistema periódico tienen la tendencia a completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de 8 electrones, de tal forma que adquieren una configuración muy estable.



### ESTRUCTURA DE LEWIS

Son representaciones gráficas que muestran los enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir. Un punto para cada electrón alrededor del símbolo del elemento así:



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



La estructura de Lewis permite ilustrar de manera sencilla los enlaces químicos, en ella, el símbolo del elemento está rodeado de puntos o pequeñas cruces que corresponden al número de electrones presentes en la capa de

valencia.

Como puede apreciarse, al átomo de sodio le faltan siete electrones y al átomo de flúor, un electrón, para adquirir su máxima estabilidad; la probabilidad es que el sodio transfiera su electrón al flúor y, así, juntos adquieran la configuración de un gas noble.

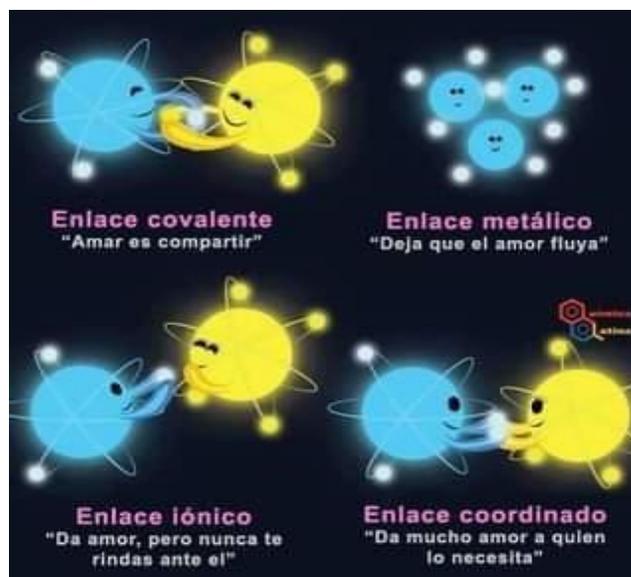


## ACTIVIDAD N°2

1. Halla los electrones de valencia para los siguientes átomos: C, N, F, Na, Mg, Fe, Ag, Al.
2. Realizar la actividad propuesta en el siguiente enlace. Copiar los resultados en tu cuaderno.  
<https://es.liveworksheets.com/ip2644285hh>
3. Ver el vídeo que aparece en el siguiente enlace y socializar en clase.  
<https://www.youtube.com/watch?v=FJu9WkFyiaQ>

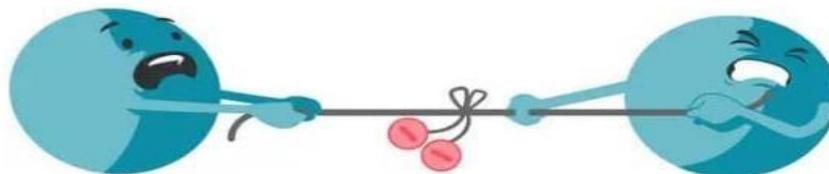
## TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

Las teorías de enlaces químicos fueron iniciadas por el químico estadounidense Gilbert N. Lewis. Desarrolló un modelo llamado modelo de Lewis para explicar el tipo y la formación de diferentes enlaces. El enlace químico es fundamental para la química; explica cómo los átomos o iones se unen para formar moléculas. Explica por qué algunos enlaces son fuertes y otros débiles, o por qué un carbono se une con dos oxígenos y no con tres; ¿Por qué el agua es H<sub>2</sub>O y no H<sub>4</sub>O?



## LA ELECTRONEGATIVIDAD

La electronegatividad de un átomo en una molécula representa la tendencia de éste a atraer los electrones, que forman parte de un enlace con otro elemento, hacia sí mismo.



Tendencia de un átomo a atraer electrones de átomos vecinos dentro de una molécula

POR WWW.AREACIENCIAS.COM

<https://www.spanishged365.com/tipos-de-enlaces-quimicos/>

De acuerdo a Linus Pauling, es una propiedad periódica que la tendencia de un átomo para atraer hacia sí a los electrones. La de Pauling asigna valores a cada elemento que representa el de atracción de los electrones en un enlace químico y por medio esos valores puede ser establecido el carácter iónico o covalente enlace.

El elemento menos electronegativo es el francio (Fr) con un valor de 0.7 y el más electronegativo es el flúor (F) con un valor de 4.0

Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor a 1.7	Iónico

indica  
 escala  
 poder  
 de  
 de un

La siguiente tabla periódica muestra los valores de la escala de Pauling.

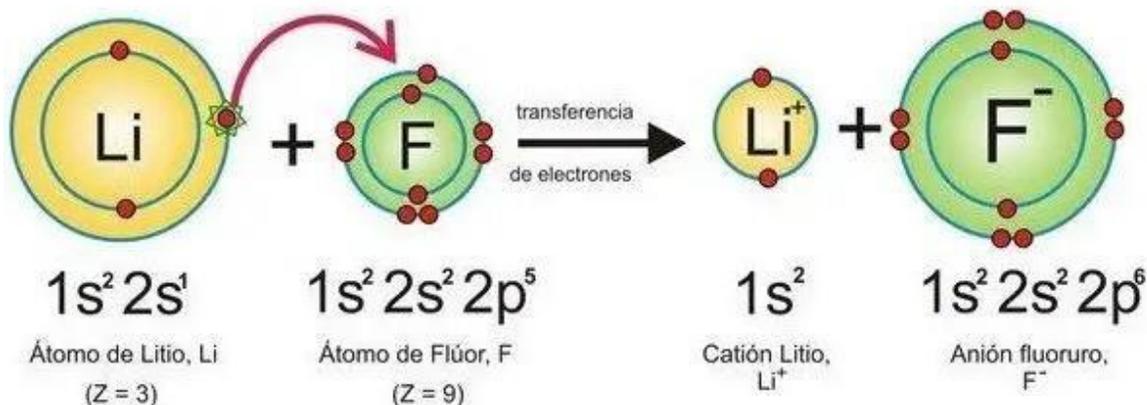
Valores de electronegatividad según Pauling

1	H 2.1																			He
2	Li 1.0	Be 1.5									B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0					Ne
3	Na 0.9	Mg 1.2									Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0					Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	Y 1.6	Zr 1.6	Nb 1.5	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 1.8	Rh 1.9	Pd 1.9	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.6	Sn 1.8	Sb 2.0	Te 2.4	I 2.8	Kr
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 2.2	Cd 1.9	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5			Xe
6	Cs 0.7	Ba 0.9	Lu 1.3	Hf 1.5	Ta 1.7	W 1.9	Re 2.2	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2			Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus			Uuo

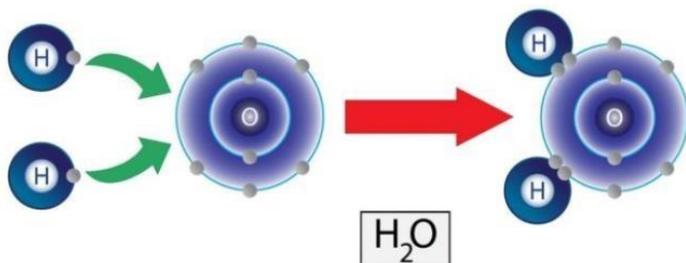
[https://www.aev.dfie.ipn.mx/Materia\\_quimica/temas/tema4/subtema2/subtema2.html](https://www.aev.dfie.ipn.mx/Materia_quimica/temas/tema4/subtema2/subtema2.html)

## TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

**Enlace Iónico:** Ocurre entre átomos de elementos cuya diferencia de electronegatividades es notable, y su característica principal es que cede la totalidad de sus electrones desde un átomo a otro con formación de cationes y aniones.

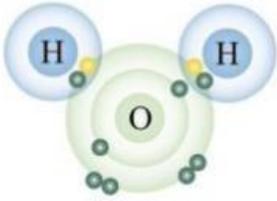


**Enlace Covalente:** Es la unión química establecida entre dos átomos, en la cual el par electrónico compartido está formado por un electrón proveniente de cada uno de los dos átomos entre los que se produce la unión. La misma se puede producir entre átomos de un mismo elemento o de elementos diferentes. Por otra parte, pueden compartir uno o más pares d electrones, formando uniones covalentes simples, dobles o triples. Se clasifican en: covalentes polares, covalentes no polares, covalentes coordinados.



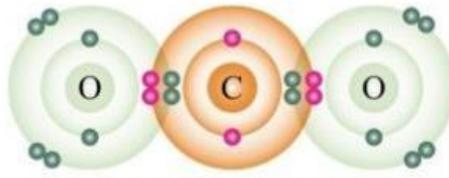
**Tipos de enlaces covalentes**

**Enlace simple**



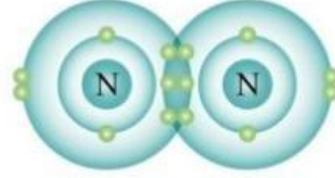
Agua  
 $H_2O : H-O-H$   
 Comparte 2 electrones

**Enlace doble**

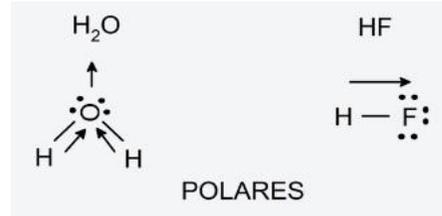
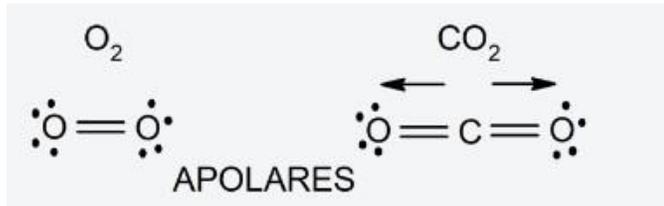


Dióxido de carbono  
 $CO_2 : O=C=O$   
 Comparte 4 electrones

**Enlace triple**



Nitrógeno  
 $N_2 : N \equiv N$   
 Comparte 6 electrones



**Enlace Metálico:** Es la menos conocida, pero es en el caso de que se unan átomos que tiene electronegatividades bajas y cercanas, ninguno de los átomos atraerá con gran fuerza los electrones de la unión. Esto hace que los electrones externos se hallen en un estado relativamente libre.

<http://enlacesmarialejandrasalzar10-7.blogspot.com/2014/08/desarrollo-de-actividad.html>

Este tipo de enlace solo sucede en elementos metálicos. Consiste en la unión de los núcleos de dos átomos del mismo elemento metálico junto con sus electrones.

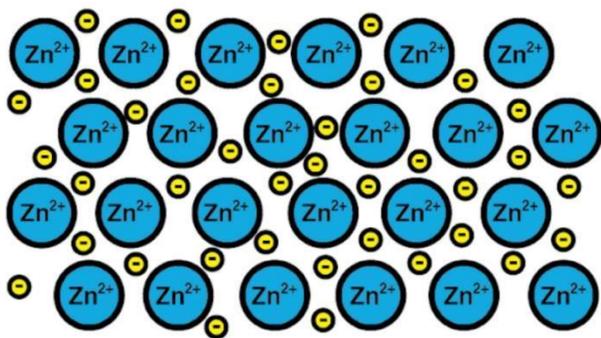


Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Los enlaces metálicos se caracterizan por ser eficaces conductores de electricidad, tener un punto fusión y ebullición muy elevado, y oxidarse fácilmente. También son maleables y resistentes al rayado, muy sólidos y fuertes.

¿Cómo se forman los enlaces metálicos?

Enlace metálico del zinc

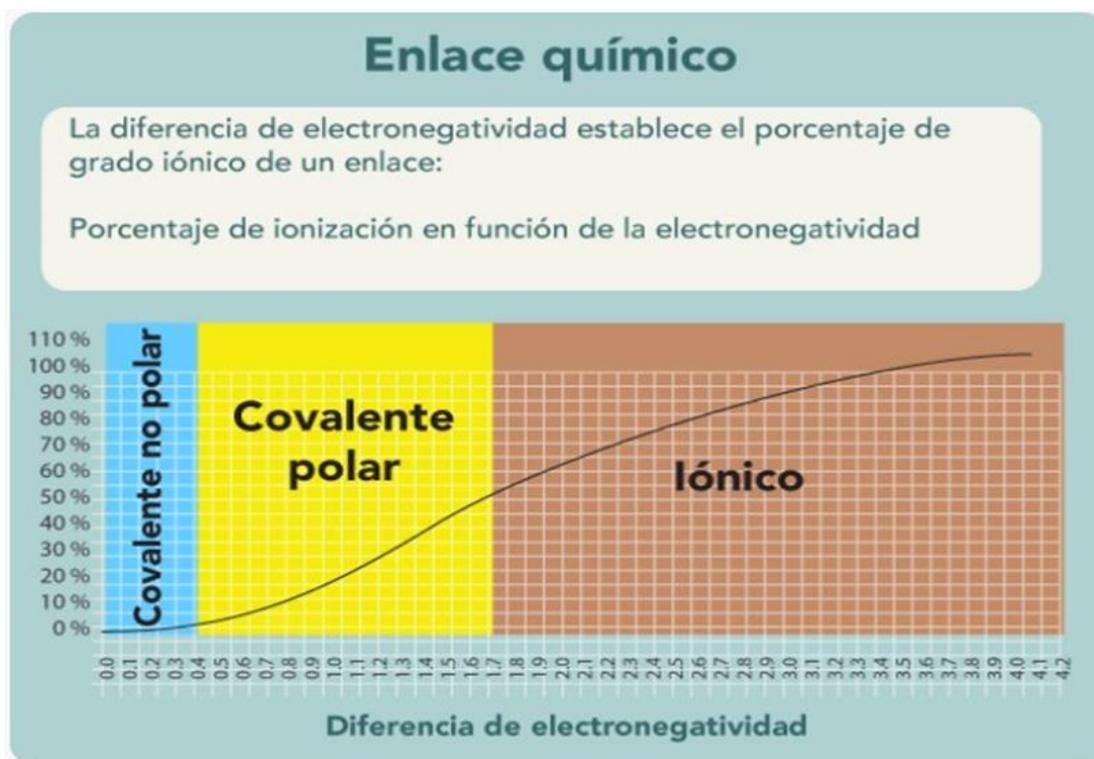


Un ejemplo de enlace metálico es el del zinc, un elemento metálico. El proceso de formación de este tipo de enlace es: 1-Un núcleo atómico de un elemento metálico se junta a otro núcleo del mismo elemento.

2-Los electrones de la capa de valencia de ambos núcleos pasan a formar un mar de electrones alrededor. Es decir, no orbitan un solo núcleo atómico. 3-Las cargas positivas de los núcleos atómicos y las negativas de

los electrones se atraen. El resultado son electrones de valencia que forman el mar de electrones alrededor de los núcleos atómicos (cationes).

Tomado de: <https://www.lifeder.com/enlace-quimico/>





### ACTIVIDAD N°3

Entra al siguiente enlace y realiza la actividad que allí se propone. Escribe en tu cuaderno el número de la pregunta con la respuesta correspondiente.

[https://es.liveworksheets.com/worksheets/es/Qu%C3%ADmica/Enlaces\\_qu%C3%ADmicos/Enlace\\_qu%C3%ADmico\\_ek2349567xh](https://es.liveworksheets.com/worksheets/es/Qu%C3%ADmica/Enlaces_qu%C3%ADmicos/Enlace_qu%C3%ADmico_ek2349567xh)

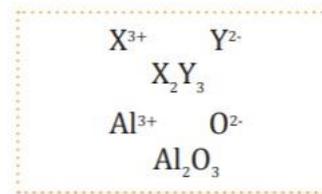
### LENGUAJE QUÍMICO IONES: CATIONES Y ANIONES

## FORMACIÓN DE COMPUESTOS

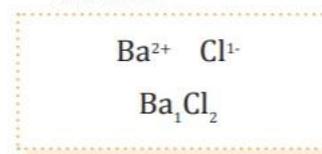
**Paso 1:** Escribimos los elementos en orden, primero el catión (carga positiva) y luego el anión (carga negativa), junto con sus números de oxidación.

**Paso 2:** Intercambiamos cargas, donde la carga del catión pasa a ser el subíndice del anión, y viceversa.

**Paso 3:** La suma de las cargas es  $2(+3) + 3(-2) = 0$ . Para nombrar al compuesto, nombramos al anión y luego al catión.



■ Formación del óxido de aluminio



■ Formación del cloruro de bario

### Tipos de nomenclatura

Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nombre clásico
Se leen los subíndices mediante prefijos numerales ( <i>mono-, di-, tri-, tetra-, penta-...</i> ) que preceden al nombre de los elementos.	Se indica el número de oxidación del catión, con números romanos entre paréntesis al final del nombre, en caso de que tenga más de uno.	Si el catión tiene dos números de oxidación, se nombrará con la terminación <i>-oso</i> cuando utiliza el menor y con <i>-ico</i> cuando utiliza el mayor.
El prefijo <i>mono-</i> solo se utiliza si su omisión provoca alguna ambigüedad.		
CuF: <b>monofluoruro</b> de cobre	CuF: fluoruro de cobre (I)	CuF: fluoruro cuproso
SnBr <sub>2</sub> : <b>dibromuro</b> de estaño	SnBr <sub>2</sub> : bromuro de estaño (II)	SnBr <sub>2</sub> : bromuro estañoso
FeO: <b>monóxido</b> de hierro	FeO: óxido de hierro (II)	FeO: óxido ferroso
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> : <b>trióxido</b> de dihierro	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> : óxido de hierro (III)	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> : óxido férrico
Ni <sub>2</sub> Se <sub>3</sub> : <b>triseleniuro</b> de diníquel	Ni <sub>2</sub> Se <sub>3</sub> : seleniuro de níquel (III)	Ni <sub>2</sub> Se <sub>3</sub> : seleniuro niquélico



## ACTIVIDAD N°4

Realizar las actividades propuestas en los siguientes enlaces. Estudiar para actividad lúdica que se llevará a cabo en clase.

1. [https://es.liveworksheets.com/worksheets/es/QUIMICA/Nomenclatura/Signos\\_-\\_simbolos\\_valencias\\_uo3380237eh](https://es.liveworksheets.com/worksheets/es/QUIMICA/Nomenclatura/Signos_-_simbolos_valencias_uo3380237eh)
2. [https://es.liveworksheets.com/worksheets/es/Qu%C3%ADmica/Nomenclatura/%C3%93xidos\\_y\\_anh%C3%ADdridos\\_yf2000674jg](https://es.liveworksheets.com/worksheets/es/Qu%C3%ADmica/Nomenclatura/%C3%93xidos_y_anh%C3%ADdridos_yf2000674jg)
3. [https://es.liveworksheets.com/worksheets/es/Qu%C3%ADmica/Nomenclatura/Nomenclatura\\_de\\_hidr%C3%B3xidos\\_zt2229347pu](https://es.liveworksheets.com/worksheets/es/Qu%C3%ADmica/Nomenclatura/Nomenclatura_de_hidr%C3%B3xidos_zt2229347pu)

## CÁLCULOS QUÍMICOS

### RELACIÓN DE MOLES, MOLÉCULAS, ÁTOMOS Y MASA.

- 1 mol =  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas o átomos
- 1 mol = M molecular o atómica expresada en gramos
- M molecular o atómica expresada en gramos =  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas o átomos
- 1 mol (para gases en C.N) = 22,4 l
- 22,4 l (para gases en C.N) =  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas • 22,4 l (para gases en C.N) = M molecular expresada en

## EL CONCEPTO DE MOL

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ UNIDADES}$$

Generalmente se usa para ÁTOMOS, MOLÉCULAS, ELECTRONES

$$1 \text{ mol átomos C} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos C}$$

$$1 \text{ mol moléculas H}_2\text{O} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ mol e}^- = 6,02 \times 10^{23} \text{ e}^-$$



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

**La masa molar es la masa molecular expresada en gramos**

1 mol de átomos  $^{12}\text{C}$  es =  $6.022 \times 10^{23}$  átomos = 12.00 g

1 átomo  $^{12}\text{C}$  = 12.00 uma

1 mol de átomos  $^{12}\text{C}$  = 12.00 g  $^{12}\text{C}$

1 mol de átomos de litio = 6.941 g de Li

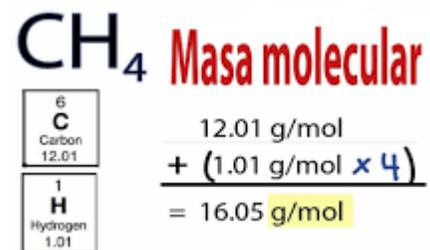
**Para cualquier elemento  
masa atómica (uma) = masa molar (gramos)**

**masa atómica relativa**

1 H Hidrógeno 1.007	4 Be Berilio 9.01
3 Li Litio 6.941	

Masa atómica relativa

Hidrógeno → 1.007  
Carbono → 12.0107  
Oxígeno → 15.9994  
Cloro → 35.453



<https://www.youtube.com/watch?v=X0X1sO5tMNs>



### ACTIVIDAD N°5

1. ¿Cuántas moléculas de metano ( $\text{CH}_4$ ) hay en 10 moles de dicho compuesto?

En este caso nos piden relacionar los moles con las moléculas:  $1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas o átomos

Regla de tres:

1 mol -----  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas

10 moles----- X

X =  $6,02 \times 10^{24}$  moléculas

2. ¿Cuántos moles de aluminio (Al) hay en 135 g de dicho metal?

Nos piden relacionar los moles con la masa.

$M_{\text{Al}} = 27 \text{ g/mol}$  1 mol = 27 g de Al

1 mol ----- 27 g

X ----- 35g

X = 5 moles

3. ¿Cuántas moléculas de propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$ , hay en 100 g de dicho gas?

$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44 \text{ g/mol}$

Regla de tres: 1 mol ----- 44 g X =  $1 \text{ mol} \times 100 / 44 \text{ g/mol} = 2,27 \text{ mol}$

X ----- 100g

1 mol -----  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas

2,27 mol ----- X

X =  $1,3 \times 10^{24}$  moléculas

4. ¿Cuál es la masa en gramos de 2 átomos de plata?  $A = 108 \text{ g/mol}$

1 mol -----  $6,02 \times 10^{23}$  átomos X =  $2 \text{ átomos} \times 1 \text{ mol} / 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$

X ----- 2 átomos

X =  $2 / 6,02 \times 10^{23} = 0,3322 \times 10^{-23}$  moles

1 mol ----- 108 g

$0,3322 \times 10^{-23}$  moles ----- X

X =  $0,3322 \times 10^{23} \text{ mol} \times 108 \text{ g} / 1 \text{ mol} = 35,88 \times 10^{-23} \text{ g}$

X =  $3,59 \times 10^{-22} \text{ g}$



5. ¿Cuántos gramos de amoníaco gaseoso hay en 1 litro de amoníaco medidos en condiciones normales de presión y temperatura?

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \times 1 = 17$$

22,4 l (para gases en C.N) = M molecular expresada en gramos

En nuestro caso sería 22,4 litros (C.N) = 17 g

$$22,4 \text{ L} \text{ ----- } 17 \text{ g} \quad X = 1 \text{ L} \times 17 \text{ g} / 22,4 \text{ L} = 0,76 \text{ g}$$

$$1 \text{ L} \text{ ----- } X$$

### FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

### COMPOSICIÓN PORCENTUAL EN MASA

<https://www.quimiclan.com/formulas-empirica-molecular/>

El porcentaje de la masa de cada elemento presente en una muestra se denomina composición porcentual en masa. El cálculo se realiza siguiendo la siguiente fórmula:

$$\% \text{ en masa del elemento} = \frac{\text{masa del elemento en la muestra}}{\text{masa total}} \times 100$$

Por ejemplo, en la fórmula  $\text{CH}_4$ , hay un mol de átomos de carbono y cuatro moles de átomos de hidrógeno en un mol de moléculas de metano.

Para calcular el porcentaje en masa del hidrógeno en el metano aplicamos la fórmula vista con anterioridad:

$$\% \text{ en masa de H} = \frac{\text{masa de hidrógeno}}{\text{masa total}} \times 100$$

La masa de hidrógeno en la muestra será el resultado del **producto de la masa molar del hidrógeno por el número de moles** que haya en la fórmula (en este caso 4). Por otra parte, la masa total será la masa molar de la molécula de metano 16,04 g/mol por un mol de metano en este caso.

$$\% \text{ en masa de H} = \frac{4 \text{ moles} \times 1,0078 \text{ g/mol}}{1 \text{ mol} \times 16,04 \text{ g/mol}} \times 100$$

$$\% \text{ en masa del hidrógeno} = 25.13 \%$$



## FÓRMULA EMPÍRICA

<https://www.quimiclan.com/formulas-empirica-molecular/>

La **fórmula empírica** es la expresión de la proporción más simple entre los átomos de un compuesto químico, esto quiere decir que la fórmula empírica tiene los subíndices enteros más pequeños posibles.

La fórmula empírica nos indica los diferentes elementos que componen la molécula y la relación entre ellos pero no nos indica la fórmula real del compuesto.

## POR EJEMPLO

La glucosa tiene una fórmula empírica  $\text{CH}_2\text{O}$ , que nos indica la presencia de carbono, oxígeno e hidrógeno en su estructura en proporción 1:2:1. Sin embargo se sabe que la fórmula real de la molécula de glucosa es  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

Una forma sencilla de establecer la fórmula empírica a partir de la composición centesimal consiste en suponer una muestra de 100 gramos, de esta forma, los porcentajes coinciden con los gramos de cada elemento en la muestra. La composición porcentual de un compuesto desconocido es 41,03% de carbono, 3,98 % de hidrógeno y 54,9 % de oxígeno ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto desconocido?

Como hemos dicho, si suponemos una muestra de 100 gramos, los porcentajes coinciden con los gramos en la muestra; 41,03 gramos de carbono, 3,98 gramos de hidrógeno y 54,9 gramos de oxígeno.

De esta forma podemos calcular el número de moles de cada átomo en la molécula:

$$n_C = \frac{41,03 \text{ gramos } C}{12,01 \text{ g/mol}} = 3,42 \text{ moles de carbono}$$

$$n_H = \frac{3,98 \text{ gramos } H}{1,008 \text{ g/mol}} = 3,95 \text{ moles de hidrógeno}$$

$$n_O = \frac{54,9 \text{ gramos } O}{16 \text{ g/mol}} = 3,43 \text{ moles de oxígeno}$$

La **fórmula empírica** debe expresarse utilizando relaciones de números enteros, para ello se dividen los números de moles entre el resultado más pequeño de los obtenidos (3,42).

Al hacer esta operación se obtiene una relación C:H:O de 1.00:1.15:1.00.



Finalmente, como en la fórmula empírica los números de moles deben expresarse en números enteros se multiplica la relación de átomos por algún número con el que tengamos todo en números enteros sencillos (en este caso por 6).

Por lo tanto, la relación de moles C:H:O es 6:7:6 y podemos escribir la fórmula empírica del compuesto desconocido como  $C_6H_7O_6$ .

## LA FÓRMULA MOLECULAR

Es la fórmula real de la molécula, nos indica los tipos de átomos y el número de cada tipo que participan en la formación de la molécula.

Por ejemplo, la fórmula molecular de la glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ , nos indica que cada molécula se compone de 6 átomos de C, 12 átomos de hidrógeno y 6 átomos de oxígeno.

### Ejercicio para hallar la fórmula molecular:

La masa molar de la glucosa es 180,156 g/mol y sabemos que su fórmula empírica es  $(CH_2O)_n$ . Su masa molecular sería:

Masa molecular de  $(CH_2O)_n = (1 \times 12.01) + (2 \times 1.008) + (1 \times 16.00) = 30.026 \text{ g/mol}$

Al dividir la masa obtenida experimentalmente entre la que hemos obtenido nos da un resultado de 6. Esto quiere decir que en la fórmula molecular de la glucosa hay 6 fórmulas unitarias por lo que es necesario multiplicar el número de todos los átomos por 6. Por lo tanto, podemos afirmar que la fórmula molecular de la glucosa es  $C_6H_{12}O_6$ . En el siguiente video hacen un ejemplo en el que se pide hallar la fórmula empírica y molecular:

<https://www.youtube.com/watch?v=IQR2UVWv6ik>

## GLUCOSA

FORMULA EMPÍRICA:

$CH_2O$

Por cada átomo de **C**, hay dos átomos de **H** y un átomo de **O**

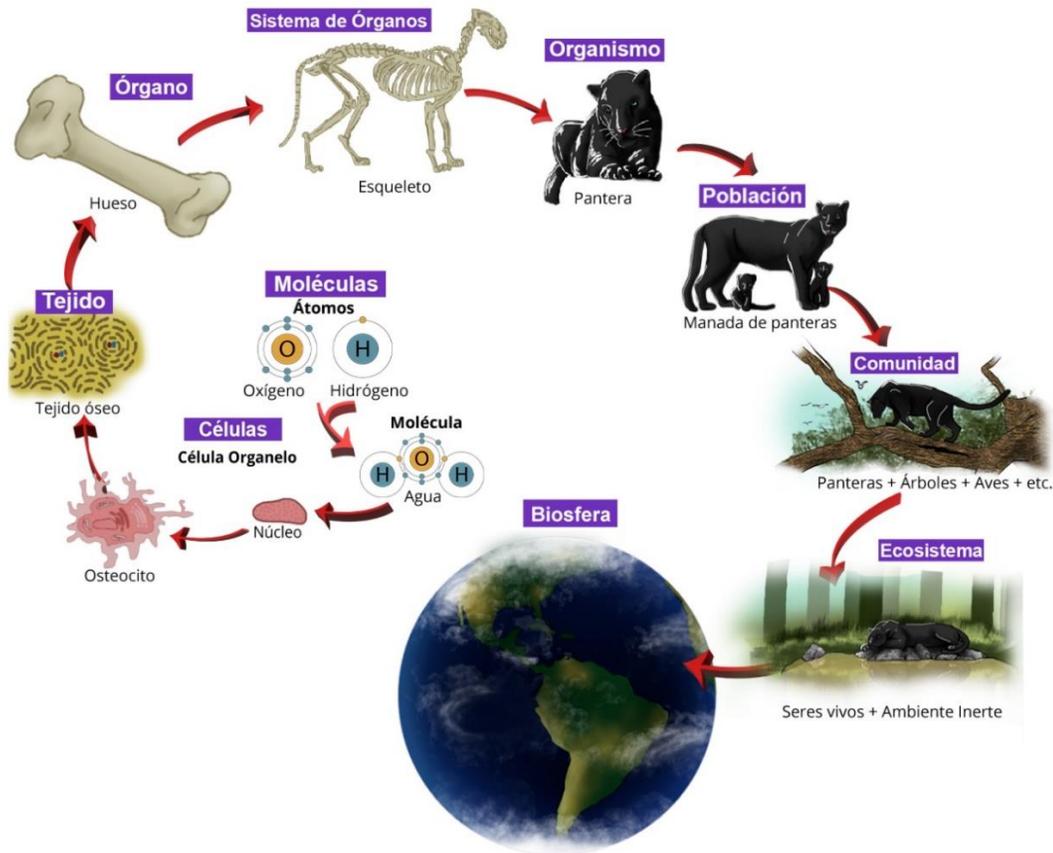
FORMULA MOLECULAR:

$C_6H_{12}O_6$

Cada molécula está formada por 12 átomos de **C**, 12 átomos de **H** y 6 átomos de **O**

**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.



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

## ACTIVIDAD N°6

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

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





**Actividad de repaso.**

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 <sub>2</sub> y CO <sub>2</sub> .
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.

### **BIBLIOGRAFÍA**

- Chang R. Química. Editorial Mc Graw Hill. México.1992. Primera edición en español. Whitten K. Gailey R. y Davis R. Química General. Editorial Mc Graw Hill. México. 1992. Segunda edición en español.
- Campbell, N. A., & Reece, J. B. (2006). Biología. Ed. Médica Panamericana. [2] Chang, R. (2008). Química general para bachillerato. McGraw-Hill Interamericana. [3] Curtis, H., & Schnek, A. (2008). Curtis. Biología. Ed. Médica Panamericana.
- Libro Ciencias Naturales segundo de secundaria autor: Oscar Diaz Alva, María Luisa Maguiña



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

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

