

Química



Lecciones sugeridas de
apoyo al proceso de
enseñanza y aprendizaje

noviembre 2020



DE DEPARTAMENTO DE
EDUCACIÓN
GOBIERNO DE PUERTO RICO

CONTENIDO

LISTA DE COLABORADORES	2
Lección 1. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	3
Lección 2. ESTRUCTURA DE LEWIS	9
Lección 3. ENLACES ENTRE ÁTOMOS	13
Lección 4. ENLACES QUÍMICOS	20
Lección 5. ENERGÍA Y CAMBIOS	37
REFERENCIA.....	44

Nota. Estas lecciones están diseñadas con propósitos exclusivamente educativos y no con intención de lucro. Los derechos de autor (*copyrights*) de los ejercicios o la información presentada han sido conservados visibles para referencia de los usuarios. Se prohíbe su uso para propósitos comerciales, sin la autorización de los autores de los textos utilizados o citados, según aplique, y del Departamento de Educación de Puerto Rico.

LISTA DE COLABORADORES

Prof. ^a Silvia Rosado Rosario	Maestra de Química Escuela Leonides Morales Rodríguez de Lajas ORE de Mayagüez
Prof. Oniel Mas Arroyo	Maestro de Química Escuela Eugenio María de Hostos de Las Marías ORE de Mayagüez
Prof. ^a Nelva Pons Pérez	Maestra de Química Escuela Dr. Pila de Ponce ORE de Ponce
Prof. Rafael Aramis López	Maestro de Química CROEM ORE de Mayagüez
Dra. Daisy E. Morales Pérez	Facilitadora Docente de Ciencias ORE de Mayagüez

LECCIÓN 1: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

INDICADOR: ES.Q.CF1.EM.5 Revisa los fundamentos del modelo mecánico-cuántico del átomo para escribir configuraciones electrónicas y estructuras de símbolos electrónicos (Diagrama de Lewis).

Objetivos:

Finalizado el estudio sobre la configuración electrónica y la estructura de Lewis, el estudiante:

- ✓ Escribe e interpreta configuraciones electrónicas
- ✓ Desarrolla e interpreta estructura de Lewis

Cuando hablamos de la configuración electrónica nos referimos a la descripción de la ubicación de los electrones en los distintos niveles (con subniveles y orbitales) de un determinado átomo. Tener en cuenta los conceptos de niveles, subniveles y orbitales electrónicos, nos ayuda a construir la estructura electrónica de los diversos elementos en función de completar los orbitales con los electrones.

La distribución de los electrones en los orbitales se fundamenta en los siguientes principios:

Energías relativas: establece que los electrones comienzan a ubicarse en orbitales de menor a mayor energía.

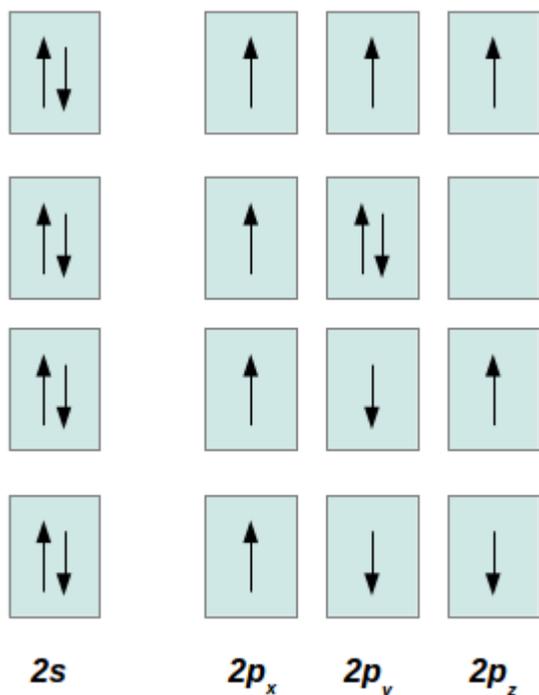
Principio de exclusión de Pauli: establece que en cada orbital puede haber un máximo de dos electrones los cuales deben tener espín contrario.

Regla de la máxima multiplicidad o regla de Hund: cuando hay orbitales de energía disponibles, los electrones se ubican de uno en uno y no por pares.

Los orbitales de s, p, d y f, pueden ser ocupados hasta por un total de: 2, 6, 10 y 14 electrones respectivamente, pero cuando los subniveles están parcialmente llenos, los electrones se distribuyen de manera que presentan el máximo número de espines con el mismo valor o bien sus espines deben ser paralelos. Este es el Principio de máxima multiplicidad de Hund, que también puede enunciarse así: los electrones se distribuyen ocupando los orbitales disponibles en un solo sentido (spin) y luego con los que tienen espín opuesto, completando de esta manera el llenado orbital.

Ejemplo, si queremos representar la configuración electrónica del átomo de nitrógeno, que tiene un total de siete electrones, se deben asignar dos electrones al subnivel “s” del nivel 1, esto es, $1s^2$, con lo que el nivel 1 queda completo. ¿Cómo se ubican los cinco electrones restantes? Escribe tu contestación en el siguiente espacio

Con respecto al principio de exclusión de Pauli, cada orbital $2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ puede contener como máximo dos electrones de espín opuesto. Una vez que se ha llenado el orbital $2s$ se prosigue con los orbitales $2p$, que poseen una energía ligeramente superior.



El ordenamiento correcto es el primero de esta figura. En el estado de mínima energía o estado fundamental del átomo de nitrógeno; los otros ordenamientos tienen mayor energía. En el segundo caso, se muestra un orbital con dos electrones de espín contrario, pero el orbital $2p_z$ se encuentra vacío, lo que va en contra del principio de máxima multiplicidad. El tercer ordenamiento muestra tres electrones en cada uno de los

orbitales; sin embargo, éstos no tienen espines paralelos, al igual que en el cuarto ordenamiento. Sin embargo, estas configuraciones no agotan todas las posibilidades porque se puede escribir una configuración de mínima energía igual al primer ordenamiento, pero con las tres flechas, que representan los espines, hacia abajo.

Aunque los conocimientos actuales sobre la estructura electrónica de los átomos son bastante complejos, las ideas básicas son las siguientes:

Existen 7 niveles de energía o capas donde pueden situarse los electrones, numerados del 1, el más interno, al 7, el más externo.

- A su vez, cada nivel tiene sus electrones repartidos en distintos subniveles, que pueden ser de cuatro tipos: *s*, *p*, *d*, *f*.
- En cada subnivel hay un número determinado de orbitales que pueden contener, como máximo 2 electrones cada uno. Así, hay 1 orbital tipo *s*, 3 orbitales *p*, 5 orbitales *d* y 7 del tipo *f*. De esta forma el número máximo de electrones que admite cada subnivel es: 2 en el *s*; 6 en el *p* (2 electrones x 3 orbitales); 10 en el *d* (2 x 5); 14 en el *f* (2 x 7).

La distribución de orbitales y número de electrones posibles en los 4 primeros niveles se resume en la siguiente tabla:

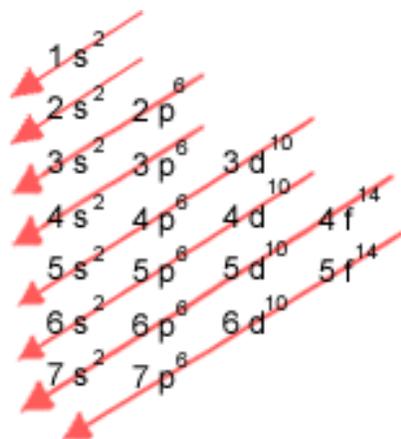
Niveles de energía	1	2	3	4
Subniveles	s	s p	s p d	s p d f
Número de orbitales de cada tipo	1	1 3	1 3 5	1 3 5 7
Denominación de los orbitales	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f
Número máximo de electrones en los orbitales	2	2 - 6	2 - 6 - 10	2 - 6 - 10 - 14
Número máximo de electrones por nivel	2	8	18	32

La forma en que se completan los niveles, subniveles y orbitales está dada por la secuencia que se grafica en el esquema conocido como regla de las diagonales.

Es importante saber cuantos electrones existen en el nivel más externo de un átomo pues son los que intervienen en los enlaces con otros átomos para formar compuestos.

Regla de las diagonales

La secuencia de ocupación de los orbitales atómicos la podemos graficar usando la regla de la diagonal, para ello debemos seguir la flecha del esquema, comenzando en 1s; siguiendo la flecha podremos ir completando los orbitales con los electrones en forma correcta.



En una configuración estándar, y de acuerdo a la secuencia seguida en el gráfico de las diagonales, el orden de construcción para la configuración electrónica (para cualquier elemento) es el siguiente:



Los valores que se encuentran como superíndices indican la cantidad máxima de electrones que puede haber en cada subnivel (colocando sólo dos en cada orbital de los subniveles).

EJEMPLOS DE CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Ejemplo 1: Se desea conocer la configuración electrónica de la plata, que tiene 47 electrones. Entonces debemos colocar los 47 electrones del átomo de plata, la cual debe quedar así: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$

Sólo se han puesto 9 electrones en los orbitales d (que son cinco) de la capa cuarta para completar, sin pasarse, los 47 electrones de la plata.

Ejemplo 2: Litio ($Z = 3$). Este elemento tiene 3 electrones. Empezaremos llenando el orbital de menor energía con dos electrones que tendrán distinto spin (m_s). El electrón restante ocupará el orbital 2s, que es el siguiente con menor energía: $1s^2 2s^1$

Ejemplo 3: el ion Mg^{+2} (magnesio más dos), su número atómico (Z) es 12, significa que tiene 12 protones y debería tener 12 electrones, pero como el ión de nuestro ejemplo (Mg^{+2}) tiene carga +2 (porque perdió o cedió 2 electrones), hacemos: 12 (protones) $- X = 2$

Por lo tanto X (número de electrones del ión Mg^{+2}) es igual a 10, es decir, que el ión Mg^{+2} tiene 10 electrones. Determinamos su configuración electrónica y obtenemos: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Ejemplo 4: Configuración electrónica del fósforo (P). Nº atómico $Z = 15$, es decir 15 protones y 15 electrones. Determinamos su configuración electrónica y obtenemos: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Relación de la Configuración electrónica con la Tabla Periódica

Si tenemos o conocemos la configuración electrónica de un elemento podemos predecir exactamente el **número atómico**, el **grupo** y el **período** en que se encuentra el elemento en la tabla periódica.

Por ejemplo, si la configuración electrónica de un elemento es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, podemos hacer el siguiente análisis:

Para un átomo la suma total de los electrones es igual al número de protones; es decir, corresponde a su **número atómico**, que en este caso es 17. El **período** en que se ubica el elemento está dado por el **máximo nivel energético** de la configuración, en este caso corresponde al período 3, y el **grupo** está dado por la suma de los electrones en los subniveles **s** y **p** del último nivel; es decir, corresponde al grupo 7.

Ejercicios de Práctica

Escribe la Configuración electrónica para los siguientes elementos

1. S
2. Cl
3. Ra
4. Br
5. Fe
6. Zr
7. Mg
8. Cu
9. Zn
10. Be

LECCIÓN 2: ESTRUCTURA DE LEWIS

Indicador:

ES.Q.CF1.EM.5	Revisa los fundamentos del modelo mecánico-cuántico del átomo para escribir configuraciones electrónicas y estructuras de símbolos electrónicos (Diagrama de Lewis).
---------------	--

Finalizado el estudio sobre la configuración electrónica y la estructura de Lewis, el estudiante:

- ✓ Escribe e interpreta configuraciones electrónicas
- ✓ Desarrolla e interpreta estructura de Lewis

La estructura de Lewis, también llamadas diagramas de puntos, 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:



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.

El diagrama de Lewis se puede usar tanto para representar moléculas formadas por la unión de sus átomos mediante enlace covalente como complejos de coordinación. La estructura de Lewis fue propuesta por Gilbert Lewis, quien lo introdujo por primera vez en 1916 en su artículo *La molécula y el átomo*.

Las estructuras de Lewis muestran los diferentes átomos de una determinada molécula usando su símbolo químico y líneas que se trazan entre los átomos que se unen entre sí. En ocasiones, para representar cada enlace, se usan pares de puntos en vez de líneas. Los electrones desapareados (los que no participan en los enlaces) se representan mediante una línea o con un par de puntos, y se colocan alrededor de los átomos a los que pertenece.

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.

Por ejemplo, veamos la representación de los electrones del último nivel de energía de los átomos del flúor y del sodio en el fluoruro de sodio. 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 de que el sodio transfiera su electrón al flúor y, así, juntos adquieran la configuración de un gas noble.



LEY DEL OCTETO

Un **enlace químico** es la unión entre dos o más átomos para formar una molécula. Entre todos los estados posibles en los que se puede encontrar un átomo, siempre hay un estado que es más estable que los demás; los átomos tienden a alcanzar ese estado y, cuando lo alcanzan, se mantienen en él. Si los átomos se unen para formar moléculas, esto se debe a que el estado en que se encuentran cuando están unidos es más estable que cuando estaban separados.

Los gases nobles son estables por naturaleza. Y de allí que en consecuencia no reaccionan y permanecen aislados. Ello solo es explicable con base en su estructura electrónica:

Lo único que tienen en común es el hecho de poseer 8 electrones en su último nivel de energía. Como los gases nobles no tienden a enlazarse, se deduce que el octeto debe ser una disposición muy estable.

Sobre la base de esta observación, Walther Kossel y Gilbert Lewis concluyeron en 1916, que la tendencia a lograr estructuras similares a los gases nobles explica los enlaces químicos en todos los compuestos. Su conclusión quedó expresada en la regla del octeto, la cual afirma que: “Cuando se forma un enlace químico, los átomos reciben, ceden o comparten electrones de tal forma, que la capa más externa de cada átomo contenga ocho electrones, y así adquiere la estructura electrónica del gas noble más cercano en el sistema periódico”.

Ejemplo:

Un átomo de cloro acepta un electrón debido a que presenta siete electrones en su último nivel y de esa manera adquiere la estructura estable del argón.

El cloro, cuyo $Z=17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, presenta siete electrones en su último nivel al aceptar uno, adquiere la configuración electrónica del argón, gas noble de $Z=18$.

Por el contrario, un átomo de sodio pierde el único electrón que tiene en su nivel más externo, para obtener una estructura electrónica estable como la del neón.

El sodio, cuyo $Z=11 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, presenta un electrón en su último nivel; al cederlo, su anterior nivel, el segundo, queda con ocho electrones, adquiriendo así la configuración electrónica del gas noble de $Z=10$.

LA CAPA DE VALENCIA

Se llama capa de valencia, la capa más externa de cualquier átomo, y se llaman electrones de valencia a los electrones situados en ella.

La fuerza con la cual un electrón es atraído por el núcleo depende de la capa o nivel en la que dicho electrón está localizado: los más cercanos son atraídos con más fuerza, en tanto que los exteriores están sometidos a una atracción mucho menor. Lo anterior hace que los electrones de valencia se encuentren casi libres. Esto les permitirá participar directamente en la formación de los enlaces y en consecuencia determinar el comportamiento químico de los elementos.

Los electrones de valencia de un átomo determinado se pueden identificar en su configuración electrónica. Ejemplo:

La configuración electrónica del aluminio con $Z=13$ es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

El último nivel de energía de un átomo de aluminio es $n=3$ y, en éste, se ubican tres electrones: $3s^2 3p^1$; por lo tanto, el aluminio presenta tres electrones de valencia o una valencia de 3.

EJERCICIO DE PRACTICA

Determina la Estructura de Lewis para los siguientes elementos o compuesto

1. H
2. Ca
3. K
4. BrK
5. Ar
6. Ge
7. Fr
8. BeO
9. AlN
10. CsCl

LECCIÓN 3: ENLACES ENTRE ÁTOMOS

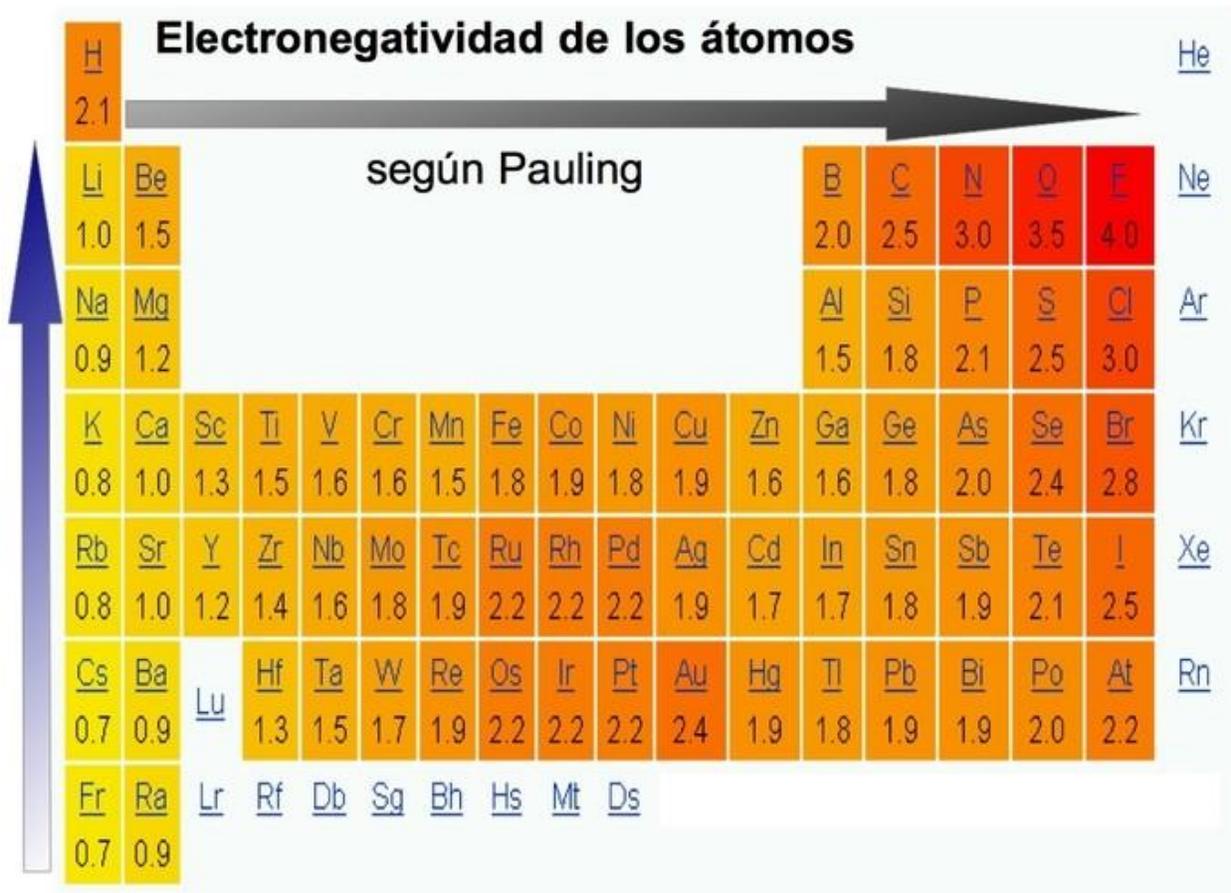
ES.Q.CF1.CC.1 Analiza el proceso por medio del cual las reacciones químicas llegan a un equilibrio

Objetivo: Explicar cómo la polaridad de los enlaces afecta a las atracciones intermoleculares y por qué algunos compuestos se pueden combinar entre sí y otros no.

Polaridad de los enlaces

Los enlaces entre los átomos de diferentes elementos no suelen ser puramente iónicos o covalentes. Frecuentemente, éstos se encuentran en algún punto intermedio entre esos dos extremos. Estas atracciones intermoleculares se pueden identificar al determinar diferencia en electronegatividad de los dos átomos envueltos en el enlace. De esta manera es que se puede determinar el tipo de enlace que se forma. Recuerda que la **electronegatividad** de un elemento es la tendencia relativa de sus átomos de atraer electrones en un enlace químico.

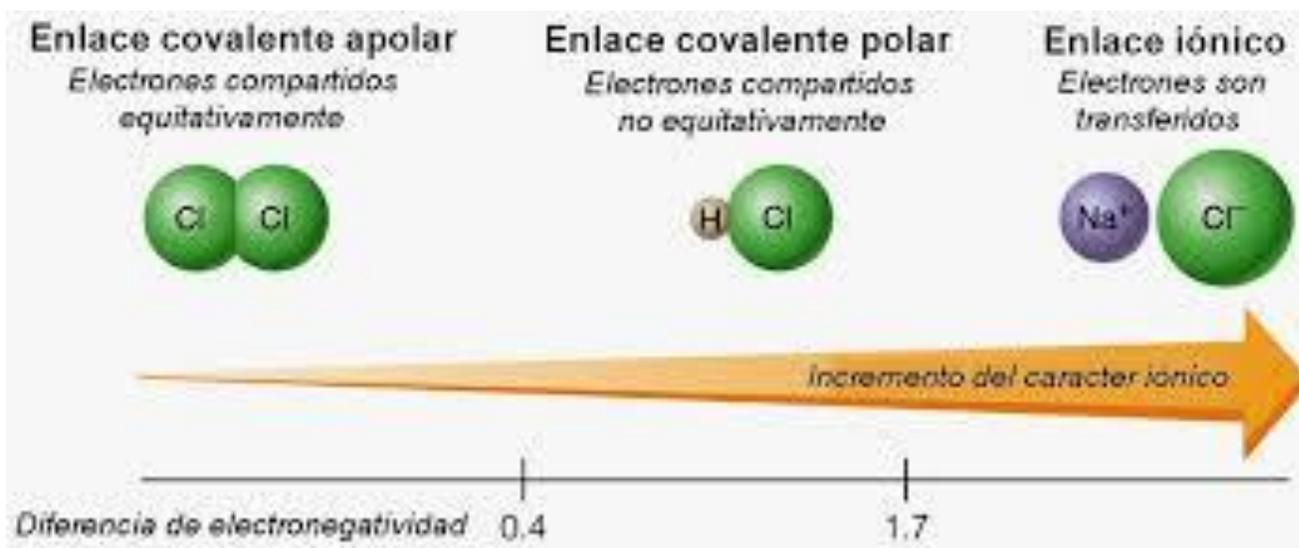
Figura 1: Electronegatividad de los átomos



<https://www.google.com/url?sa=i&url=https%3A%2F%2Fwww.todamateria.com>

En la figura 1 muestran los valores de electronegatividad de los átomos y nota que estos valores fluctúan entre 0 a 4.0, siendo el elemento flúor el elemento más electronegativo de la tabla periódica.

Figura 2: Diferencia en electronegatividad



<https://www.google.com/url?sa=i&url=https%3A%2F%2Felenamillaray.jimdo.com%2Fapp%2Fdownload%2F8942032865%2F2.%2BEnlace%2Bqu%25C3%25ADmico.pdf%3Ft%3D1477488053&psig=AOvVaw3qBxmaV-rsDXB9wtih4>

En la figura 2, se resume la relación que existe entre la diferencia entre la electronegatividad y la clasificación del tipo de enlace que se forma. Si la diferencia en electronegatividad de dos átomos es igual o mayor de 1,7, el enlace es de carácter iónico y se considera un **enlace iónico**. Observa, además que hay dos tipos de enlaces covalentes. El enlace entre dos átomos del mismo elemento es completamente covalente porque los dos átomos tienen la misma electronegatividad. Por ejemplo, el cloro (Cl) suele presentarse en pares de átomos unidos por un enlace covalente. El enlace cloro-cloro es un ejemplo de un **enlace covalente no polar** (apolar). Todo enlace formado por átomos que tienen diferencia en electronegatividad está entre 0 y 0,4 es considerado enlace covalente no polar.

Figura 3: Enlace covalente no polar

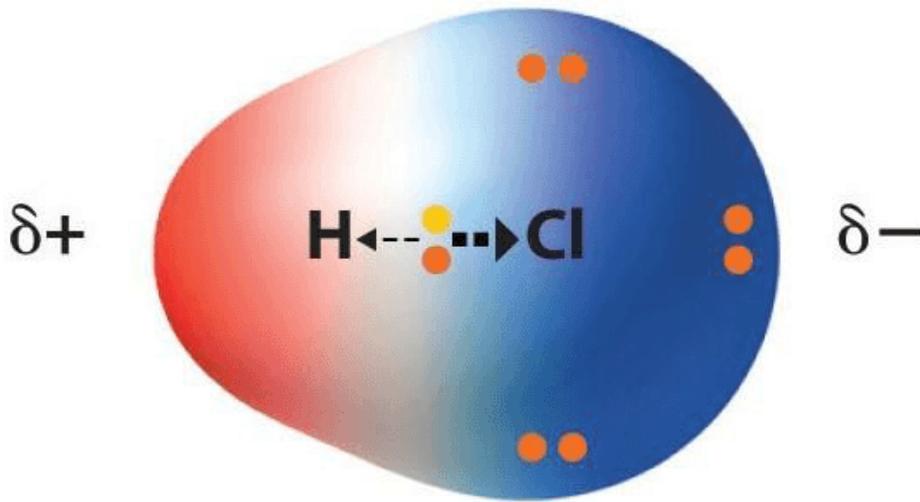
a) enlace covalente no polar
(cargas distribuidas homogéneamente)



https://www.google.com/url?sa=i&url=https%3A%2F%2Fcuriosoando.com%2Fenlace-covalente-polar&psig=AOvVaw3dWTisT_a4xO_vp6Xe2Vjn&ust=1601827431362000&source=images&cd=vfe&ved=0CAIQjRxqFwoTCIjnusTmmOwCFQAAAAAdAAAAABAD

En la figura 3, puedes observar que en un enlace no polar las cargas se distribuyen de manera uniforme. En cambio, en un **enlace polar** las cargas se distribuyen de manera desigual esto debido a que los electrones son atraídos con más fuerza por el átomo más electronegativo. Un enlace covalente en el que los átomos atraen electrones de manera desigual se denomina **enlace covalente polar**. En la figura 2 se muestra que los enlaces entre los átomos que tienen una diferencia de electronegatividad entre 0.4 y 1.7 se consideran enlaces covalentes polares.

Figura 4: Enlace covalente polar



**b) enlace covalente polar
(distribución no homogénea de cargas)**

https://www.google.com/url?sa=i&url=https%3A%2F%2Fcuriosoando.com%2Fenlace-covalente-polar&psig=AOvVaw3dWTisT_a4xO_vp6Xe2Vjn&ust=1601827431362000&source=images&cd=vfe&ved=0CAIQjRxqFwoTCIjnusTmmOwCFQAAAAAdAAAAABAD

El enlace hidrógeno-cloro de la figura 4, es un ejemplo de un enlace covalente polar. Esta diferencia se da como consecuencia de que el hidrógeno tiene una electronegatividad de 2.1 y el cloro tiene una electronegatividad de 3.0, la diferencia es de 0.9. Los electrones de este enlace tienden a acercarse más al átomo de cloro que al átomo de hidrógeno. Como consecuencia, el extremo del enlace donde se encuentra el cloro tiene una carga negativa parcial, que se indica con el símbolo δ^- . El extremo del enlace donde se encuentra el hidrógeno tiene una carga positiva parcial, que se indica con el símbolo δ^+ .

Ejemplo:

1. Determina que tipos de enlaces puede formar el átomo de nitrógeno (N), cuando se une con los siguientes elementos: carbono (C), sodio (Na) y oxígeno (O). Señala, además ¿qué átomo es más negativo? en cada par.

SOLUCIÓN

- ✓ **Analiza:** Determina la información conocida y la desconocida.
 - **Información conocida:** valor de electronegatividad de N (3.0), C (2.5), Na (0.9) y O (3.0)
 - **Información desconocida:** tipo de enlace entre N y C, N y Na y N y O.
- ✓ **Resuelve:** Usa la información conocida para determinar los tipos de enlaces. Recuerda que para determinar el tipo de enlaces debes consultar la Figura 2.

Átomos enlazados	Diferencia en electronegatividad	Tipo de enlace	Átomo más electronegativo
N y C	$3.0 - 2.5 = 0.5$	covalente polar	nitrógeno
N y Na	$3.0 - 0.9 = 2.1$	iónico	nitrógeno
N y O	$3.0 - 3.5 = 0.5$	covalente polar	oxígeno

- ✓ **Verifica:** Decide si la respuesta tiene sentido.
 - El Na es un metal, por lo que probablemente forme un compuesto iónico con un no metal como lo es el nitrógeno. Es probable que los no metales C y O formen enlaces covalentes cuando se unen a un no metal como el nitrógeno.

Ejercicios de práctica:

1. Completa la siguiente tabla.

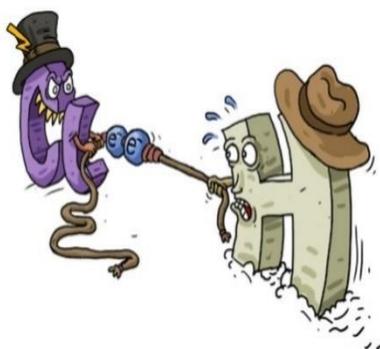
Átomos enlazados	Diferencia en electronegatividad	Tipo de enlace	Átomo más electronegativo
O y K			
O y P			
O y O			

2. Razonamiento crítico:

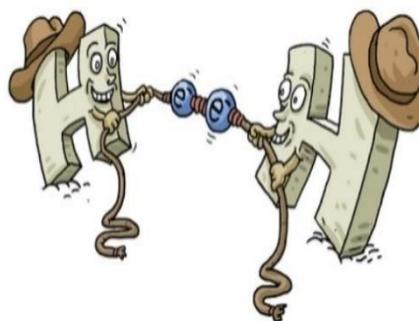
a. Entre Cu y Cl, I y Cl, ¿Qué par átomos tendrá el enlace más iónico?

b. ¿Qué ion del compuesto KBr es más grande? _____

3. Observa las siguientes figuras e identifica el tipo de enlace: **enlace covalente polar** o **enlace covalente no polar**.



a. _____



b. _____

Imágenes recuperadas de: <https://pin.it/10I4Mv5>

LECCIÓN 4: ENLACES QUÍMICOS

INDICADOR: ES.Q.CF1.EM.11 Describe los procesos por los cuales las sustancias se combinan para formar diferentes compuestos químicos y aplica las reglas de nomenclatura en la escritura de nombres y fórmulas de compuestos iónicos y covalentes. Se integra la nomenclatura de iones monoatómicos y poliatómicos positivos y negativos a base de su número de oxidación.

Objetivos:

Finalizado el estudio sobre los enlaces químicos el estudiante...

- identificará los distintos enlaces químicos
- distinguirá sus propiedades
- describirá la formación de compuestos químicos
- aplicará las reglas de nomenclatura de compuestos binarios iónicos y covalentes.



Enlaces Químicos

La palabra enlace significa unión, un **enlace químico** es la unión de dos o más átomos con un solo fin, alcanzar la estabilidad, tratar de parecerse al gas noble más cercano. La **regla del octeto** afirma que los átomos pierden, ganan o comparten electrones para adquirir un juego completo de ocho electrones de valencia. En la mayoría de los átomos, con excepción de los gases nobles (muy estables, con su última capa o nivel de energía completo con sus ocho electrones), las fuerzas atractivas son superiores a las repulsivas y los átomos se acercan formando un enlace. Recordemos que los **electrones de valencia** son los electrones que se encuentran en la última capa electrónica y tienen posibilidades de participar en una reacción química o enlace químico.

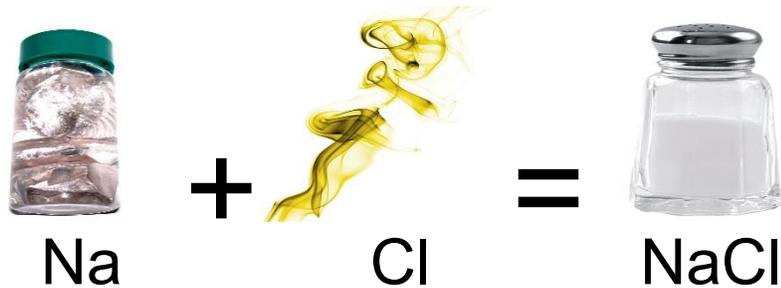
Tipos de enlaces químicos

Existen tres tipos de enlace químico conocidos, dependiendo de la naturaleza de los átomos involucrados, así: **enlace iónico**, **enlace covalente** y enlace metálico.

Formación de Enlace Iónico

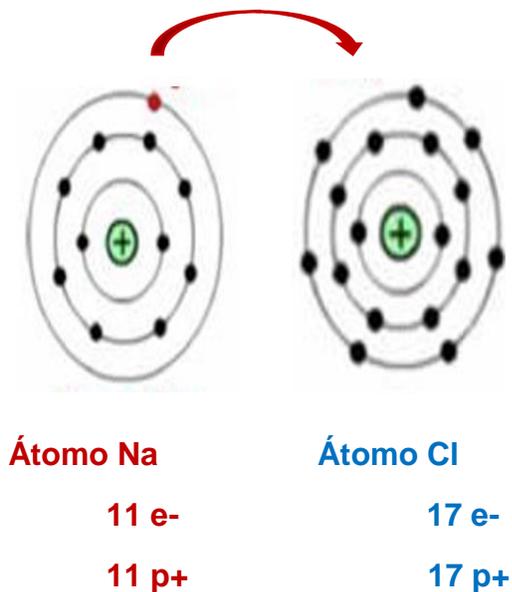
El enlace iónico es la transferencia completa de electrones de valencia entre átomos. Es un tipo de enlace químico que genera dos iones con carga opuesta. En los enlaces iónicos, el metal pierde electrones para convertirse en un catión con carga positiva, mientras que el no metal acepta esos electrones para convertirse en un anión

con carga negativa. Los enlaces iónicos requieren un donante de electrones, a menudo un metal, y un aceptor de electrones, un no metal.



El enlace iónico se observa porque los metales tienen pocos electrones en sus orbitales más externos. Al perder esos electrones, estos metales pueden lograr una configuración de gas noble y satisfacer la regla del octeto. De manera similar, los no metales que tienen cerca de 8 electrones en sus capas de valencia tienden a aceptar fácilmente electrones para lograr la configuración de gas noble. En los enlaces iónicos, la carga neta del compuesto debe ser cero.

Formación de iones positivos e iones negativos



Observa el diagrama, en el mismo se presenta un átomo neutro de Sodio. El término neutro significa que tiene mismo número de protones y electrones. No obstante, si el átomo de Sodio pierde un electrón entonces tendrá más protones que electrones, volviendo positiva la carga total del ion. Un *ion* es un **átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa.** Un ion de carga positiva se llama *catión*.

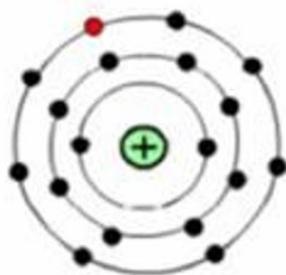


Átomo Na

10 e-

11 p+

Ion Na⁺



Átomo Cl

18 e-

17 p+

Ion Cl⁻

Observa el siguiente diagrama, en el mismo se presenta un átomo Cloro luego de haber ganado un electrón de Sodio. En la formación de un ion negativo un átomo gana uno o más electrones. El ion de Cloro contiene más electrones que protones convirtiendo negativa la carga total del ion. Un *ion* es un **átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa. Un ion de carga negativa se llama *anión*.**

Propiedades compartidas por compuestos iónicos

Las propiedades de los compuestos iónicos se relacionan con la fuerza con la que los iones positivos y negativos se atraen entre sí en un enlace iónico. Los compuestos iónicos también exhiben las siguientes propiedades:

- **Forman cristales** - Los compuestos iónicos forman redes cristalinas en lugar de sólidos amorfos.
- **Tienen altos puntos de fusión y altos puntos de ebullición** - Se requieren altas temperaturas para superar la atracción entre los iones positivos y negativos en los compuestos iónicos.
- **Son duros y frágiles** - Los cristales iónicos son duros porque los iones positivos y negativos se atraen fuertemente entre sí y son difíciles de separar.
- **Conducen electricidad cuando se disuelven en agua** - Cuando los compuestos iónicos se disuelven en agua, los iones disociados quedan libres para conducir la carga eléctrica a través de la solución. Los compuestos iónicos fundidos (sales fundidas) también conducen electricidad.
- **Solubles en disolventes polares** - Son solubles en disolventes polares como el agua, pues las moléculas de agua son capaces de rodear los iones y atraerlos

electrostáticamente hasta separarlos de la red iónica, fenómeno que se conoce como solvatación.

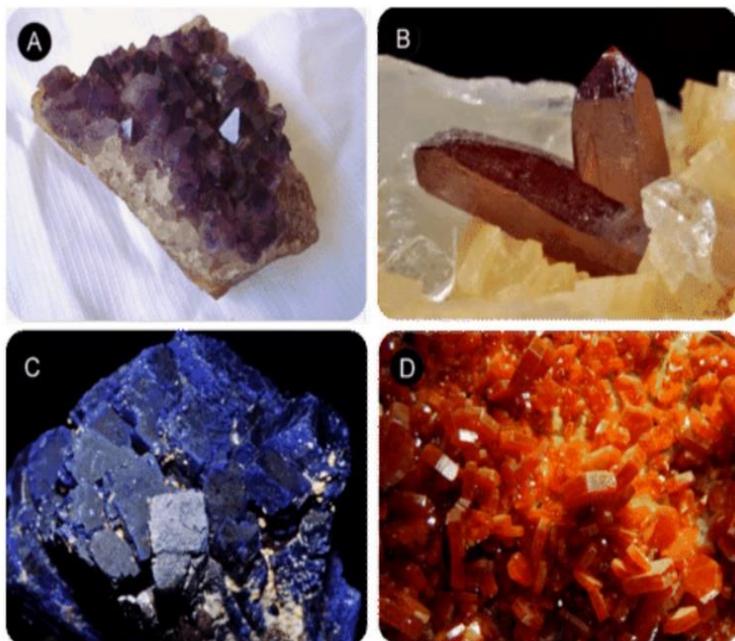


Figura 1. En la naturaleza, el arreglo de red cristalina de los sólidos iónicos da lugar a la formación de hermosos cristales. (A) Amatista: una forma de cuarzo, SiO_2 . (B) Cinabrio: el mineral principal de mercurio es el sulfuro de mercurio (II), HgS . (C) Azurita: un mineral de cobre, $\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$. (D) Vanadinita: el mineral principal de vanadio, $\text{Pb}_3(\text{VO}_4)_3\text{Cl}$.

Nota. Physical Properties of Ionic Compounds. (Agosto 12, 20202). Recuperado de <https://chem.libretexts.org/@go/page/5373>

Es importante conocer los nombres de los compuestos químicos por si en alguna ocasión requerimos obtener algún dato sobre las propiedades o el uso adecuado de alguno de ellos. Existen infinidad de compuestos químicos, por lo que sería muy complicado darle un nombre especial a cada uno. Por lo tanto, se utiliza un conjunto de reglas para nombrar los compuestos, de forma tal que todos puedan escribir el nombre o la fórmula química del compuesto. Ese conjunto de reglas se conoce como nomenclatura. Describiremos como se nombran los compuestos iónicos como NaCl y CaCO_3 . Los más simples son los compuestos binarios, los que contienen solo dos elementos, pero también consideraremos cómo nombrar los compuestos iónicos que contienen los iones poliatómicos.

Recuerda: En este proceso de transferencia de electrones se forman iones. El átomo que pierde electrones queda cargado positivamente y se llama catión. El átomo que gana electrones queda cargado negativamente y se llama anión. Para escribir la fórmula química de un compuesto iónico es necesario conocer el **número de oxidación** que es el total de electrones que un átomo gana o pierde para formar un enlace químico con otro átomo.

Determinemos los números de oxidación

¿Sabías que puedes usar la tabla periódica para conocer los números de oxidación (las cargas) que ciertos elementos tendrán cuando estén en un enlace iónico? Observa, la tabla periódica en la misma puedes determinar los números de oxidación de ciertos elementos.

CARGA COMÚN → **1+** **2+** **CARGAS VARIABLES** **3+** **4+**/**4-** **3-** **2-** **1-** **0**

de grupo → **1** **2** **3-12** **13** **14** **15** **16** **17** **18**

1																	2
H																	He
3	4											5	6	7	8	9	10
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
11	12											13	14	15	16	17	18
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
55	56		72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
87	88		104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

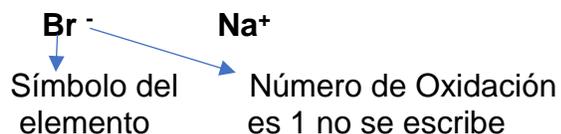
Figura 2. Tabla Periódica con números de oxidación (cargas)

Nota. Khan Academy. (2020). <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/atomic-structure-and-properties/names-and-formulas-of-ionic-compounds/a/naming-monatomic-ions-and-ionic-compounds>

Pasos para escribir el nombre y la fórmula de un compuesto iónico

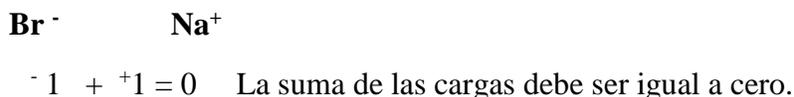
Ejemplo 1. El bromo y sodio forman un compuesto iónico nocivo para la salud. Determinemos su fórmula química y nombre.

Paso 1. Determina el símbolo y el número de oxidación de cada ion involucrado en el compuesto iónico y exprésalos de la siguiente forma. Convierte los nombres de los iones en símbolos.



Recuerda: Na^+ es el catión (metal)
 Br^- es el anión (no metal)

Paso 2. Suma las cargas de los iones. (Se realiza suma algebraica.)



Paso 3. Para escribir la fórmula se escribe primero el símbolo de catión y luego el de anión.



Paso 4. Para escribir el nombre se comienza por escribir el anión añadiendo el sufijo uro o ido al final del nombre del elemento. Se escribe primero el anión y luego el catión.

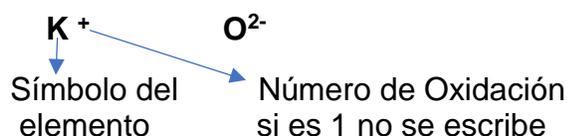
Bromuro de Sodio

En la siguiente tabla se muestra cómo se aplica el sufijo al nombrar los aniones de varios elementos:

Nombre de Elemento		
Hidrógeno	Hidruro	H ⁻
Cloro	Cloruro	Cl ⁻
Bromo	Bromuro	Br ⁻
Yodo	Yoduro	I ⁻
Oxígeno	Óxido	O ²⁻
Azufre	Sulfuro	S ²⁻
Nitrógeno	Nitruro	N ³⁻
Fósforo	Fosfuro	P ³⁻
Carbono	Carburo	C ⁴⁻

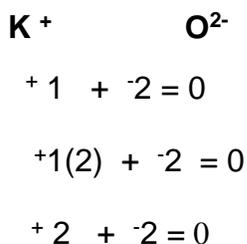
Ejemplo 2. El compuesto iónico formado por potasio y oxígeno se usa como agente deshidratante porque reacciona rápidamente con el agua. Determinemos su fórmula química y nombre.

Paso 1. Determina el símbolo y el número de oxidación de cada ion involucrado en el compuesto iónico y exprésalos de la siguiente forma. Convierte los nombres de los iones en símbolos.



Recuerda: K^+ es el catión (metal)
 O^{2-} es el anión (no metal)

Paso 2. Suma las cargas de los iones. (Se realiza suma algebraica.)



La suma de las cargas debe ser igual a cero. Cuando los números de oxidación no son iguales debes ajustarlos. Para igualar las cargas, debes multiplicar por un número que permita que la suma sea igual a cero. En este caso multiplicaremos $+1(2) = 2$.

Paso 3. Para escribir la fórmula se escribe primero el símbolo del catión y luego el del anión.



Subíndice -representa el número que multiplique, este nos indica el número de átomos y solo se escribe cuando es mayor de 1.

Cuando se ajusta un número de oxidación se debe representar en la fórmula, este número se llama subíndice. Estos nos indica que, para tener el mismo número de electrones perdidos y ganados, debes tener dos átomos de potasio por uno de oxígeno.

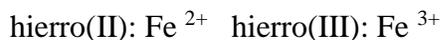
Paso 4. Para escribir el nombre se comienza por escribir el anión añadiendo el sufijo uro o ido al final del nombre del elemento. Se escribe primero el anión y luego el catión.

Oxido de Potasio

El sistema de nomenclatura Stock

Algunos elementos forman dos o más cationes con cargas diferentes. La mayoría de los elementos del bloque d, también conocidos como los elementos de transición pueden formar varios cationes. Para distinguir estos iones, los científicos usan el sistema de nomenclatura Stock. Un número romano ubicado después del nombre del catión indica la cantidad de carga positiva del catión. Los números romanos solo se asocian con los cationes porque no hay elementos que formen más de un anión monoatómico.

Por ejemplo, existen dos iones comunes formados a partir de átomos de hierro.



Si un metal comúnmente forma un solo ion monoatómico, entonces no se usan números romanos. Entonces, por ejemplo, se entiende que la carga de un ion plata es $1+$. En el sistema Stock, el nombre de un compuesto iónico binario también es una combinación del nombre del anión y el nombre del catión. El nombre del catión metálico incluye su carga cuando el elemento suele formar dos o más iones.

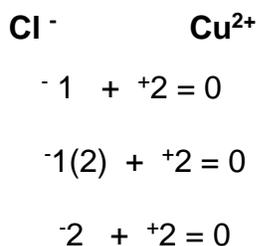
Ejemplo 3. El cloro y el cobre (II) forman un compuesto químico de color verde amarillento que absorbe lentamente la humedad para formar un dihidrato de color azul verdoso.

Paso 1. Determina el símbolo y el número de oxidación de cada ion involucrado en el compuesto iónico. Convierte los nombres de los iones en símbolos.



En este ejemplo tenemos un elemento de transición el número de oxidación lo indica el número romano y el mismo es de carga positiva.

Paso 2. Suma las cargas de los iones. (Se realiza suma algebraica.)



La suma de las cargas debe ser igual a cero. Cuando los números de oxidación no son iguales debes ajustarlos. Para igualar las cargas, debes multiplicar por un número que permita que la suma sea igual a cero.

Paso 3. Para escribir la fórmula se escribe primero el símbolo de catión y luego el de anión.



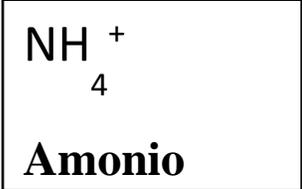
Cuando se ajusta un número de oxidación se debe representar en la fórmula, este número se llama subíndice.

Paso 4. Para escribir el nombre se comienza por escribir el anión añadiendo el sufijo uro o ido al final del nombre del elemento. Se escribe primero el anión y luego el catión. En el caso de los elementos de transición se le escribe el número romano entre paréntesis después del nombre del catión.

Cloruro de Cobre (II)

Compuestos iónicos que poseen iones poliatómicos

Los **iones poliatómicos** son átomos o moléculas (compuesto covalentes) cargados eléctricamente. Esto se debe a que ha ganado o perdido electrones en una reacción química. Aunque la mayoría de los iones poliatómicos son compuestos covalentes, actúan como iones y están presentes en los compuestos iónicos. A los iones poliatómicos nunca se les cambia los subíndices o el orden de los elementos ya que actúan como un elemento.



Recuerda: Los iones poliatómicos tienen carga eléctrica así que participan de los enlaces iónicos. Este grupo de átomos se comporta como un elemento, no obstante, al mismo no se le añade uro o ido al anión en el compuesto iónico. No se le cambia el nombre ni los subíndices.

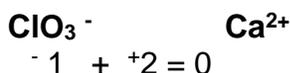
Ejemplo 4. El clorato es un ion poliatómico que se une con calcio para formar un compuesto iónico.

Tabla de iones poliatómicos

Paso 1. Determina el símbolo y el número de oxidación de cada ion involucrado en el compuesto iónico. Convierte los nombres de los iones en símbolos.



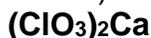
Paso 2. Suma las cargas de los iones. (Se realiza suma algebraica.)



$$-1(2) + +2 = 0$$

$$-2 + +2 = 0$$

Paso 3. Para escribir la fórmula se escribe primero el símbolo de catión y luego el de anión. (Aunque estamos trabajando con iones poliatómicos el proceso es el mismo.)



Para indicar más de una unidad de un ion poliatómico con un subíndice, debes poner el ion poliatómico del paréntesis y agregar el subíndice fuera de él.

Paso 4. Para escribir el nombre se comienza por escribir el anión, si es un ion poliatómico no se añade uro o ido. Luego se escribe el catión.

Clorato de Calcio

FÓRMULA	NOMBRE COMÚN
OH^{1-}	Hidróxido
CN^{1-}	Cianuro
NO_2^{1-}	Nitrito
NO_3^{1-}	Nitrato
$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{1-}$	Acetato
BiO_3^{1-}	Bismutato
BrO^{1-}	Hipobromito
BrO_2^{1-}	Bromito
BrO_4^{1-}	Bromato
ClO^-	Hipoclorito
ClO_2^-	Clorito
ClO_3^-	Clorato
ClO_4^-	Perclorato
IO^-	Hipoyodito
IO_2^-	Yodito
IO_3^-	Yodato
O_4^-	Peryodato
MnO_4^-	Permanganato
NH_4^+	Amonio
CrO_4^{2-}	Cromato
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dicromato
$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	Acetato
O_2^-	Peróxido
CO_3^{2-}	Carbonato
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Oxalato
PO_3^{3-}	Fosfito
PO_4^{3-}	Fosfato



Dato curioso: Es probable que encontrar iones poliatómicos en tu hogar. Por ejemplo, el polvo para hornear es el nombre común del bicarbonato de sodio, NaHCO_3 que contiene el ion bicarbonato CCO_3^- .
Figura 3. Bicarbonato de Sodio

Bicarbonato. (2020) Recuperado de <https://cuidateplus.marca.com/alimentacion/diccionario/bicarbonato.html>

Actividad 1:

Escoge la contestación correcta. Escribe la letra de la respuesta en el espacio al lado del número. Repasa la lectura y los pasos para nombrar compuestos iónicos. Utiliza la tabla periódica y la tabla de los iones poliatómicos si es necesario.

_____ 1. ¿Cómo se escriben generalmente las fórmulas químicas de los compuestos iónicos binarios?

- a. catión a la izquierda, anión a la derecha
- b. anión a la izquierda, catión a la derecha
- c. subíndices (suscritos) primero, luego iones
- d. El número romano primero, luego el anión, luego el catión.

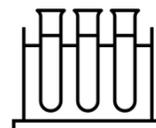


_____ 2. ¿Cuál de las siguientes fórmulas representa un compuesto iónico?

- a. CS_2
- b. BaI_2
- c. N_2O_4
- d. H_2O

_____ 3. ¿Qué elemento, cuando se combina con flúor, formaría un compuesto iónico?

- a. Litio
- b. Carbono
- c. Oxígeno
- d. Cloro



_____ 4. ¿En cuál de los siguientes se da el nombre y la fórmula correctamente?

- a. Óxido de Sodio, Na_2O
- b. Nitrato de Bario, BaN
- c. Clorato de Cobalto, CoCl_3
- d. Fluoruro de Estaño, SnF_4

_____ 5. ¿Cuál es la fórmula correcta para Sulfito de Potasio?

- a. KHSO_3
- b. KHSO_4
- c. K_2SO_3
- d. K_2SO_4



Actividad 2. Completa la siguiente tabla. Identifica el catión y anión. Escribe la fórmula y el nombre del compuesto. Recuerda, que puedes tener presente elementos de transición e iones poliatómicos. Utiliza la tabla periódica y la tabla de los iones poliatómicos.

Elementos	Catión	Anión	Suma algebraica	Fórmula	Nombre
Cobre (II)/Sulfato Ejemplo →	Cu^{2+}	SO_4^{2-}	$+2 + -2 = 0$	CuSO_4	Sulfato de Cobre(II)
Plata (IV)/Oxígeno					
Estroncio/Yodo					
Plomo(II)/Sulfito					

Enlace metálico

Los metales puros son sólidos cristalinos, pero a diferencia de los compuestos iónicos, cada punto de la red cristalina está ocupado por un átomo idéntico. Los electrones en los niveles de energía externos de un metal son móviles y capaces de desplazarse de un átomo de metal a otro. Esto significa que el metal se ve más adecuadamente como una matriz de iones positivos rodeados por un mar de electrones de valencia móviles. Los electrones que son capaces de moverse libremente a través de los orbitales vacíos del cristal metálico se denominan electrones deslocalizados (ver más abajo). Un enlace metálico es la atracción de los cationes metálicos estacionarios a los electrones móviles circundantes.

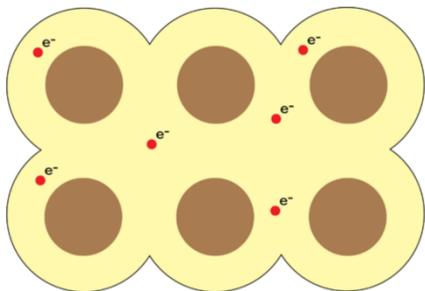


Figura 4: En un metal, los cationes metálicos estacionarios están rodeados por un mar de electrones de valencia móviles que no están asociados con ningún catión.

Metallic Bonding. (2020). Recuperado de <https://chem.libretexts.org/@go/page/53738>

Propiedades de los metales

El modelo de enlace metálico explica las propiedades físicas de los metales. Los metales conducen muy bien la electricidad y el calor debido a que sus electrones fluyen libremente. Cuando los electrones entran por un extremo de una pieza de metal, un número igual de electrones fluye hacia afuera desde el otro extremo. Cuando la luz incide sobre la superficie de un metal, sus electrones absorben pequeñas cantidades de energía y se excitan en uno de sus muchos orbitales vacíos. Los electrones vuelven a descender inmediatamente a niveles de energía más bajos y emiten luz. Este proceso es responsable del alto brillo de los metales.



Figura 5: American Platinum Eagle es la moneda de lingotes de platino oficial de los Estados Unidos y se acuñó por primera vez en 1997. El brillo de un metal se debe a sus enlaces metálicos.

Metallic Bonding. (2020). Recuperado de <https://chem.libretexts.org/@go/page/53738>

Enlace Covalente

Se llama **enlace covalente** a un tipo de enlace químico, que ocurre cuando dos átomos se enlazan para formar una molécula, compartiendo electrones pertenecientes a su capa de valencia, alcanzando gracias a ello el conocido “octeto estable” (conforme a la “regla del octeto” propuesto por Gilbert Newton Lewis sobre la estabilidad eléctrica de los átomos). Los compuestos moleculares generalmente están compuestos por dos o más átomos no metálicos. Los ejemplos familiares incluyen agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2) y amonio (NH_3). Recuerda que la fórmula molecular muestra el número de cada átomo que se encuentra en una molécula de ese compuesto. Una molécula de agua contiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. El hidrógeno (H_2) es un ejemplo de un elemento que existe naturalmente como molécula diatómica. Una **molécula diatómica** es una molécula que contiene dos átomos.

- La mayoría son poco solubles en agua. Cuando se disuelven en agua no se forman iones dado que el enlace covalente no los forma, por tanto, si se disuelven tampoco conducen la electricidad.

Diferencias básicas entre compuestos iónicos y covalentes

	IONICO	COVALENTE
Nombre del Enlace	Sal	Molécula
Tipo de Enlace	Transfiere e ⁻	Comparte e ⁻
Tipos de Elementos	Metal & Nometal	Nometales
	Sólido	Sólido, Liquido o Gas
Estado Físico	Alto (sobre 300°C)	Bajo (bajo 300 °C)
Punto de Fusión	Disuelve en agua	Varia
Solubilidad	Buena	Pobre
Conductividad		

Nomenclatura de los compuestos moleculares binarios

El óxido de dinitrógeno (N₂O), anestésico que se conoce comúnmente óxido nitroso, es un compuesto con enlaces covalentes. Debido a que solo tiene dos elementos diferentes, es un compuesto molecular binario. Los compuestos moleculares binarios están integrados por dos no metales distintos y no contienen metales ni iones. Aunque muchos de estos compuestos tienen nombres comunes, también cuentan con nombres científicos que revelan su composición. Utiliza las siguientes reglas sencillas para dar nombre a los compuestos moleculares binarios. Además, debes utilizar los prefijos que se presentan en la tabla.

Tabla de Prefijos

Número de átomos	Prefijo	Número de átomos	Prefijo
1	mono-	6	hexa-
2	di-	7	Hepta
3	tri-	8	octa-
4	tetra-	9	nona-
5	penta-	10	deca-

Una excepción al usar estos prefijos es que el primer elemento de la fórmula nunca usa el prefijo *mono*. Además, para evitar una pronunciación cacofónica se elimina la letra final del prefijo cuando el nombre del elemento comienza con una vocal. Por ejemplo, el CO es monóxido de carbono y no monóxido de monocarbono.

Ejemplo 1: Sigue los dos pasos para nombrar el compuesto binario molecular P_2O_5 .

1. Se nombra primero el segundo elemento de la fórmula, agregando el prefijo uro a la raíz del nombre del elemento.	O_5 (segundo elemento) pentóxido penta (prefijo) oxido (oxígeno)	$O_5 \rightarrow$ (# de átomos) Penta
2. Después se nombra el primer elemento con su nombre completo.	P_2 (primer elemento) di (prefijo) fosforo	$P_2 \rightarrow$ (# de átomos) di
Pentaóxido de difósforo		
Quando escribes la fórmula química escribes primero el segundo elemento luego el primero recuerda que el prefijo te indica la cantidad de átomos	tribromuro de antimonio <i>SbBr₃</i>	

Actividad 1. Contesta las siguientes preguntas. Escribe las respuestas en oraciones completas.

1. ¿Qué es un enlace covalente?

2. ¿Como se diferencia los enlaces covalentes de los enlaces iónicos?

3. ¿Cuáles son los tres tipos de enlaces covalentes y como se diferencia?

Actividad 2

Escribe el nombre químico para los siguientes compuestos covalentes

a. CCl_4 _____

b. As_2O_3 _____

c. C_3N_4 _____

d. SeF_6 _____

e. Si_2Br_6 _____

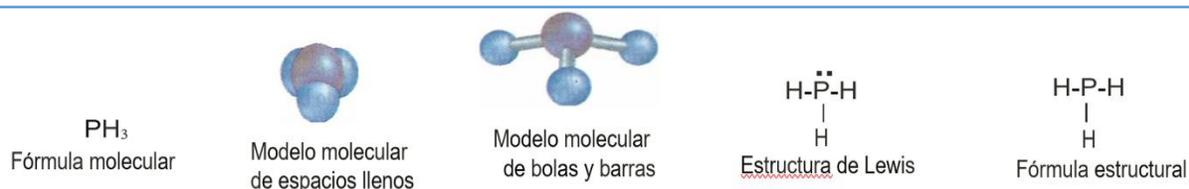
Escribe la fórmula química para los siguientes compuestos covalentes.

- Heptafluoruro de yodo _____
- Hexafluoruro de azufre _____
- Triioduro de fósforo _____
- Hexabromuro de disilicio _____
- Monóxido de carbono _____

Estructuras moleculares

Ahora puedes identificar átomos unidos con enlaces covalentes y dar el nombre a los compuestos moleculares formados a través de enlaces covalentes. Para predecir el ordenamiento de los átomos en cada molécula, se emplea un modelo o representación. Se pueden usar varios modelos diferentes, como se muestra en las láminas. Observa que en los modelos moleculares de las bolas y barras y de espacios llenos, los átomos de cada elemento específico representan mediante esferas de un color definido. Estos colores se usan para la identificación de los átomos, si el símbolo químico del elemento no está presente.

Figura 6. Modelos que se pueden utilizar para representar los compuestos covalentes

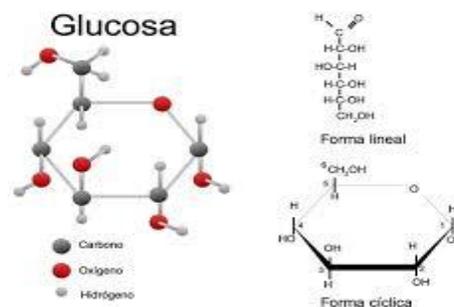


Imágenes recuperadas de: Dingrado, L., Gregg, K., Hainen, N. & Wistrom, C. (2003). Química Materia y Cambio. Mexico: McGraw Hill Interamericana

Fórmula empírica

La fórmula empírica indica los átomos que participan en el compuesto, así como su proporción.

- Por ejemplo, la glucosa tiene de fórmula empírica **CH₂O**, que nos indica la presencia de carbono, oxígeno e hidrógeno en su estructura en proporción 1:2:1.
- Sin embargo, la fórmula real de la molécula de glucosa es C₆H₁₂O₆.



Fórmula molecular

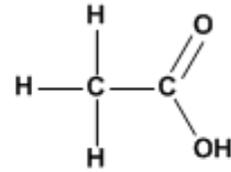
La fórmula molecular es la fórmula real de la molécula, nos indica los tipos de átomos y el número de cada tipo que participan en la formación de la molécula.

- Por ejemplo, la fórmula molecular de la glucosa, C₆H₁₂O₆, nos dice que cada molécula se compone de 6 átomos de C, 12 átomos de hidrógeno y 6 átomos de oxígeno.

Fórmula estructural

La fórmula estructural, muestra la forma en que se unen los diferentes átomos para dar lugar a la molécula.

- Por ejemplo, el ácido acético tiene de fórmula molecular, $C_2H_4O_2$, que no indica como se unen los 8 átomos que componen la molécula.



Fórmula estructural del ácido acético

Modelos Moleculares

Las moléculas poseen una disposición espacial, son estructuras tridimensionales, y debemos utilizar modelos moleculares para representarlas de forma satisfactoria. Un modelo muy usado es el de bolas y barras.



Modelo molecular del ácido acético

LECCIÓN 5: Energía y Cambios

ES.Q.CF1.EM.19 Desarrolla un modelo para predecir y describir los cambios en el movimiento de partículas, la temperatura y el estado de una sustancia cuando hay cambios en energía (adición o sustracción). El énfasis está en los modelos cuantitativos moleculares de sólidos, líquidos y gases para demostrar que los cambios en energía térmica afectan la energía cinética de las partículas hasta que ocurra un cambio de estado. Ejemplo de un modelo es el diagrama de fase del agua y el de CO₂.

Objetivos:

- Explicar qué es energía cinética y potencial.
- Relacionar la energía química potencial con el calor que se gana o se pierde.
- Relacionar la cantidad de calor absorbido o liberado cuando la temperatura cambia en la molécula de agua.

Relación entre energía cinética y movimiento

Todo cuerpo u objeto, en nuestro alrededor, posee variadas formas de energía que se pueden manifestar de diferentes formas. Algunos ejemplos son la emisión de calor, de luz, de sonidos, la vibración y las explosiones. Los seres humanos definimos la energía (E) como la capacidad que posee un cuerpo para transformarse a si mismo y/o transformar o desplazar otros objetos. A la capacidad para mover o desplazar objetos le llamamos trabajo (W) por lo que podemos definir de una manera más simple a la energía como la capacidad para realizar trabajo. A la energía que poseen todos los objetos y/o partículas se le llama energía mecánica. Esta energía mecánica es la suma de la energía potencial (E_p) y de la energía cinética (E_k o E_c); $E_{mec} = E_p + E_c$.

La energía potencial (E_p), está relacionada a la posición, la composición y la estructura química del objeto mientras que la energía cinética (E_k o E_c), está relacionada con la cantidad de movimiento del objeto o partícula. La fórmula para la energía cinética es $E_k = \frac{1}{2}mv^2$, donde m es la masa del objeto y v es la velocidad del objeto. Un objeto en reposo no tiene velocidad (v) pues no se mueve ($v = 0$) por lo tanto, al sustituir cero en

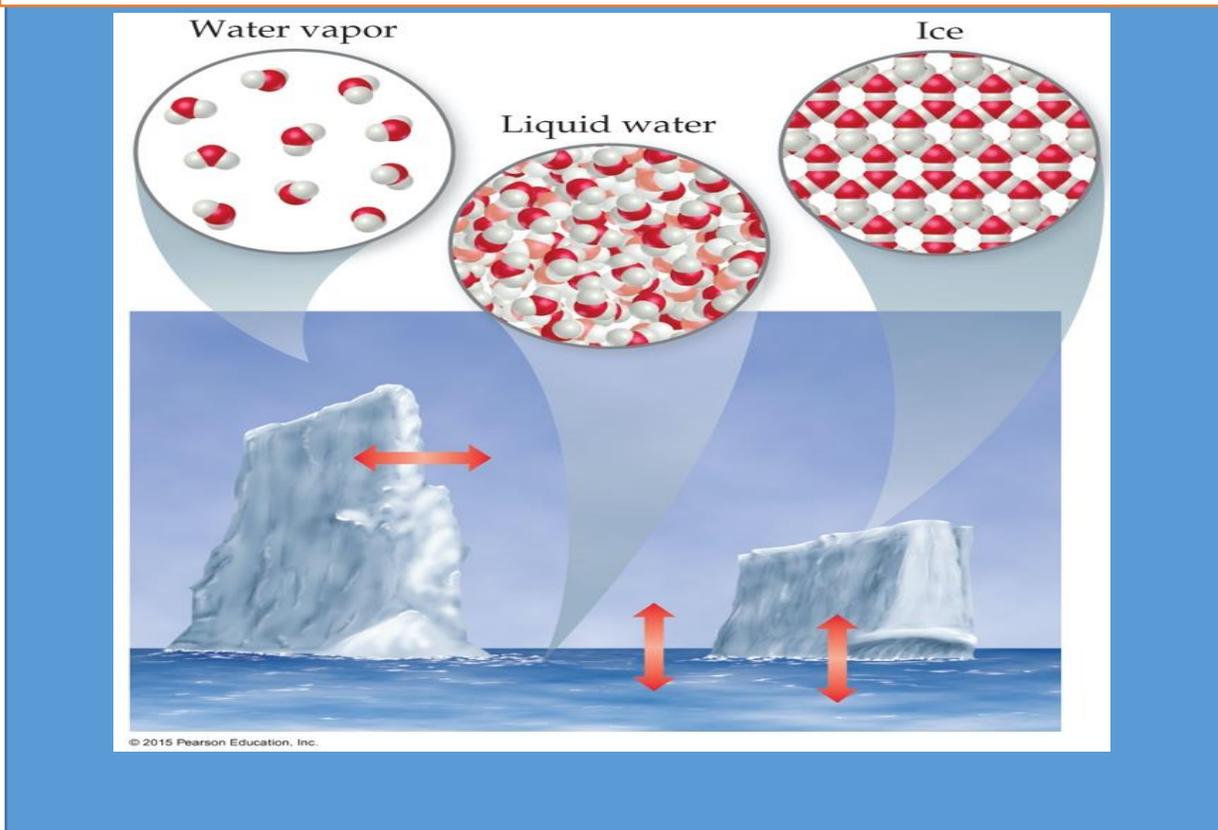
la fórmula obtenemos $E_k = 0$. Si no hay movimiento no hay energía cinética. De hecho, la palabra cinética esta derivada de la palabra griega para movimiento *kinēsis*.

Relación entre energía cinética y temperatura

Definimos temperatura (T) como la energía cinética promedio de las partículas de un cuerpo por lo que, mientras mas movimiento (más energía cinética) tengan las partículas que componen el objeto mayor es su temperatura. Es una relación directamente proporcional. Esto significa que cuando aumenta la energía cinética, el movimiento de las partículas de materia aumenta por lo que la temperatura también aumenta y que cuando la energía cinética disminuye, el movimiento de las partículas y la temperatura de la materia disminuyen.

El estado físico de la materia (sólido, líquido, gas, plasma, condensado Bose/Einstein, plasma gluón-quark) depende directamente de la energía cinética de las partículas que componen el objeto.

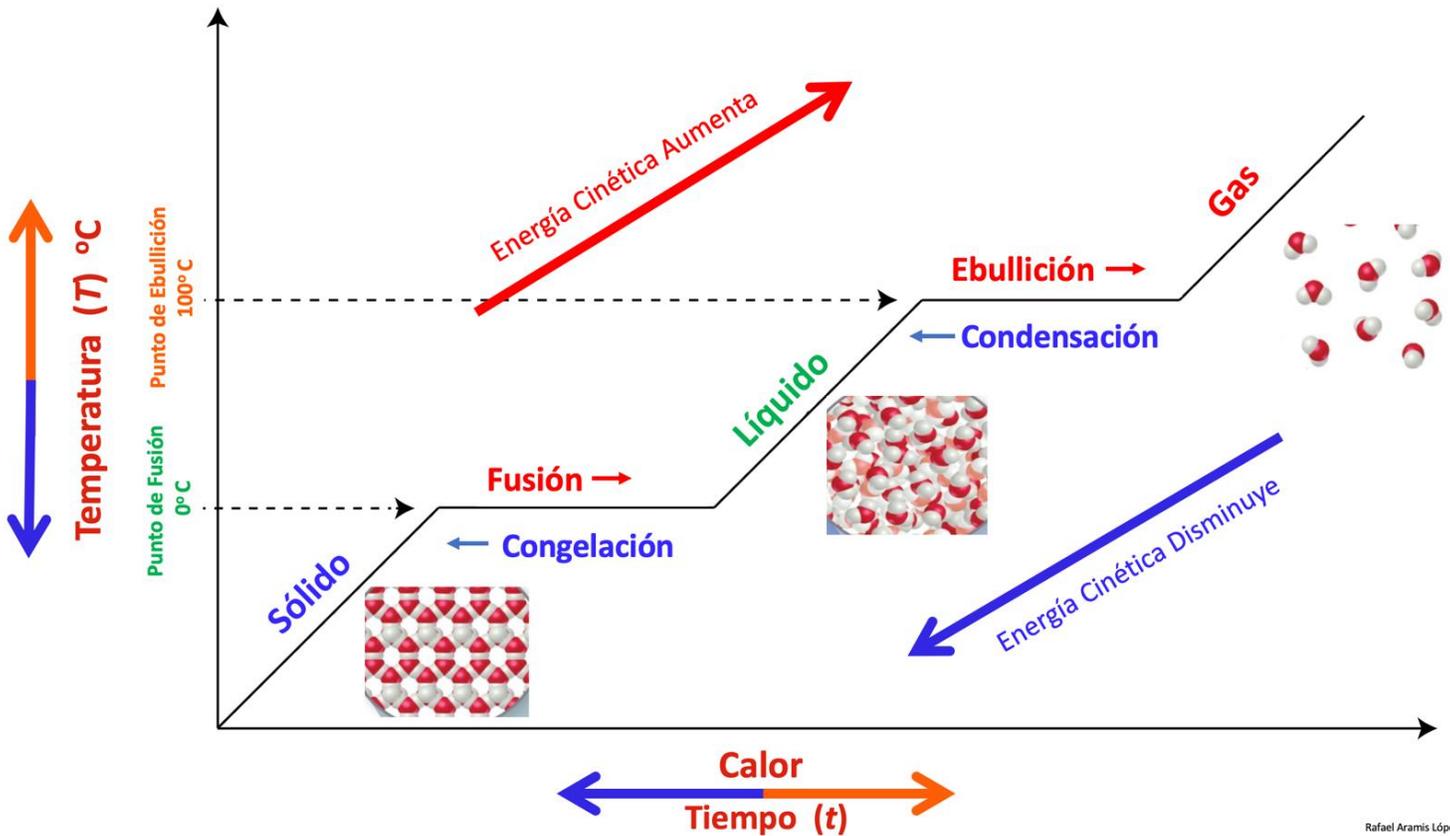
Imagen que muestra moléculas de agua en tres estados físicos coexistentes, cerca de los polos geográficos de nuestro planeta.



En el gráfico anterior podemos observar lo siguiente:

- Los témpanos de hielo de las moléculas de agua están organizadas. Tienen poca energía cinética por lo que su movimiento es limitado, solo vibran conservando su posición en la red cristalina rígida del sólido.
- En el estado líquido las moléculas de agua poseen más energía cinética que en el sólido por lo que tienen mayor movimiento. Las moléculas aquí vibran y rotan por lo que no muestran organización. La fuerza electrostática de atracción (puentes de hidrógeno) entre las moléculas es menor. A esto se debe que los líquidos pueden fluir y que se clasifiquen como fluidos.
- El estado gaseoso es el que posee mayor energía cinética entre estos tres estados físicos. Como puedes ver las partículas en los gases están muy separadas entre si. No existen fuerzas de atracción intramoleculares (puentes de hidrógeno) entre las moléculas de agua por lo que pueden vibrar, rotar y trasladarse. Se mueven libre y rápidamente, de manera aleatoria (sin orden) pues poseen mucha energía cinética. Las partículas del gas viajan en línea recta hasta que colisionan entre ellas o con las paredes del envase que lo contiene. Al igual que los líquidos, no tienen estructura rígida por lo que también son fluidos La palabra gas se deriva del griego *kháos*, que significa desorden.

Gráfica de la Curva de Calentamiento de Agua Pura



Rafael Aramis López. CROEM

Relación entre energía cinética y movimiento, temperatura y cambios de estado físico.

La gráfica muestra los cambios de estado físico (cambios de fase) del agua y presenta la relación directa entre la energía cinética, la temperatura y la energía térmica (calor). Nota que cuando aumenta la energía cinética de las moléculas del agua, aumenta la temperatura y que cuando disminuye la energía cinética de las moléculas del agua disminuye la temperatura de la sustancia.

Notamos que, en la gráfica al ir de izquierda a derecha, el calor aplicado (energía térmica) y la temperatura del agua aumentan. Esto indica que la energía cinética de las moléculas de H₂O también aumenta mientras pasamos del estado sólido (hielo) al estado líquido (agua) y finalmente al estado gaseoso. Estos son cambios de estado, solo son cambios físicos, solo cambios en apariencia. Como puedes ver en las ilustraciones en la gráfica las moléculas de agua permanecen inalteradas en todas las fases. Aunque cambia de apariencia siguen siendo moléculas de H₂O.

En la izquierda de la gráfica vemos las moléculas de H₂O en estado sólido, formando una estructura cristalina organizada en forma de hexágonos. Al movernos hacia la derecha por la curva vemos como aumenta la temperatura (eje de *y*, vertical) y el calor absorbido por las moléculas (eje de *x*, horizontal) hasta alcanzar los 0°C. A esa temperatura comienza un cambio físico del estado sólido al estado físico líquido llamado fusión.

Seguimos hacia la derecha y nos damos cuenta que, luego que las moléculas de H₂O pasan al estado líquido, el calor absorbido por el agua hace que la temperatura comience a aumentar otra vez. Luego de un tiempo el agua alcanza los 100 °C. A esa temperatura comienza un nuevo cambio de estado físico el cual, requiere mayor energía cinética que la *fusión* (cambio de estado anterior). Este nuevo cambio, del estado líquido al estado gaseoso lo nombramos ebullición o *evaporización*. De los tres estados físicos que aparecen en la gráfica, el estado gaseoso posee las partículas con mayor energía cinética y por lo tanto es el que existe a mayor temperatura. En este estado, las partículas se mueven libre y rápidamente de manera aleatoria, como podemos apreciar en la imagen en la gráfica.

Hemos visto que al pasar de sólido a líquido las moléculas de H₂O ganan energía cinética y que en el proceso de pasar de líquido a gas vuelven a ganar energía cinética. Los procesos en los que las sustancias ganan energía se les denomina procesos endotérmicos, del griego *endon* que significa dentro, interior.

4. ¿Cuál de las siguientes es una característica del estado sólido?
- a) sus partículas se mueven aleatoriamente.
 - b) sus partículas pueden vibrar y rotar.
 - c) sus partículas están organizadas.
 - d) sus partículas **no** se atraen entre si.
5. En un cambio de estado físico-
- a) las especies químicas **no** cambian.
 - b) la energía **no** cambia.
 - c) aparecen especies químicas nuevas
 - d) la distancia entre las partículas de la sustancia permanece igual.
6. Luego que un compuesto cambia del estado líquido al estado gaseoso-
- a) su energía cinética es mayor
 - b) su energía cinética es menor
 - c) su temperatura permanece igual
 - d) sus partículas se mueven más lentamente
7. Cuando una sustancia cambia del estado gaseoso al estado líquido este cambio se denomina-
- a) fusión
 - b) ebullición.
 - c) condensación
 - d) deposición
8. Cuando una sustancia cambia del estado sólido al estado líquido este cambio se denomina-
- a) fusión
 - b) ebullición.
 - c) condensación
 - d) deposición
9. Cuando una sustancia cambia del estado gaseoso al estado sólido este cambio se denomina-
- a) fusión
 - b) ebullición.
 - c) condensación
 - d) deposición
10. Indica cual de las siguientes premisas muestra la relación correcta desde mayor a menor energía cinética.
- a) líquido > sólido > gas
 - b) gas > líquido > sólido
 - c) sólido > líquido > gas
 - d) gas > sólido > líquido

REFERENCIAS

- Bicarbonato. (2020) Recuperado de <https://cuidateplus.marca.com/alimentacion/diccionario/bicarbonato.html>
- Dingrando, L., Gregg, K. V., Hainen, N. y Wistrom, C. (2003). *Química: Materia y Cambio*. Mc Graw Hill Companies. México. (pp. 168-169).
- Dingrado, L., Gregg, K., Hainen, N. & Wistrom, C. (2003). *Química Materia y Cambio*. Mexico: McGraw Hill Interamericana.
- Energy and Covalent Bond Formation. (2020). Recuperado de <https://chem.libretexts.org/@go/page/53744>
- Enlace Covalente. (2020). Recuperado de <https://concepto.de/enlacecovalente/#ixzz6a2kZhBRM>
- Enlace Iónico. (2020). Recuperado de <https://concepto.de/enlace-ionico/#ixzz6ZxKkWd2r>
- Enlace Químico. (2020) Recuperado de <https://concepto.de/enlace-quimico/#ixzz6Zw21a2XY>
- Helmenstine, A. M. (2020). Ionic Compound Properties, Explained. Recuperado de <https://www.thoughtco.com/ionic-compound-properties-608497>
- Ionic Bonding. (2020). Recuperado de <https://chem.libretexts.org/@go/page/53734>
- Metallic Bonding. (2020). Recuperado de <https://chem.libretexts.org/@go/page/53738>
- Physical Properties of Ionic Compounds. (2020). Recuperado de <https://chem.libretexts.org/@go/page/5373>
- Sarquis & Sarquis. (2018). *Química moderna*- Libro de lectura interactivo. Houghton Mifflin Harcourt Publishing Company. Orlando, Florida. (pp.171-174).
- Sarquis, M. & Sarquis, J.L. (2017). *Química Moderna*. Florida: Houghton Mifflin Harcourt Publishing Company.
- Solis Trinta, L.N. (2007). *Manual de Notas de Clase Química General*. New York. Houghton Mifflin Company
- Three states of water image.2015. Retrieved 8 June 2020. *Chemistry the Central Science*. Thirteenth edition. United States of America: Pearson Education, Inc.

Referencias mediante enlaces electrónicos

<https://es.khanacademy.org/science/chemistry/electronic-structure-of-atoms>

<https://misuperclase.com/configuracion-electronica-de-los-elementos/>

<https://bachilleratovirtual.com/aula/mod/lesson/view.php?id=6832>

[https://bachilleratoenlinea.com/educar/mod/lesson/view.php?id=5067#:~:text=La%20estructura%20de%20Lewis%20fue,La%20mol%C3%A9cula%20y%20el%20%C3%A1tom o.&text=Los%20electrones%20desapareados%20\(los%20que,%C3%A1tomos%20a%20los%20que%20pertenece.](https://bachilleratoenlinea.com/educar/mod/lesson/view.php?id=5067#:~:text=La%20estructura%20de%20Lewis%20fue,La%20mol%C3%A9cula%20y%20el%20%C3%A1tom o.&text=Los%20electrones%20desapareados%20(los%20que,%C3%A1tomos%20a%20los%20que%20pertenece.)