

Tipos de enlace

Por: Zulmy de Prera

ÍNDICE

Utilización en sustancias químicas	4
Substancias Iónicas	10
Regla del Octeto	13
Estructuras de Lewis	15
Substancias Covalentes	21
Enlaces Metálicos	25
Conclusión	27
Evaluación	28
Glosario	29

Dicen que los polos opuestos se atraen. ¿Alguna vez te has sentido atraído por alguien que es completamente diferente a tí?
Cuando escucho la palabra enlaces y luego que los polos opuestos se atraen ...mi mente vuela y pienso que esto de la química puede ser más interesante de lo que pensaba y que seguramente voy a aprender un montón de cosas que me serán muuuuy útiles.

Ya logré entender lo del átomo y la teoría atómica, los protones, neutrones, electrones y ahora resulta que todavía hay másahora resulta que los átomos se unen, se enlazan. Y como si esto no fuera suficiente.....hay diferentes tipos de enlaces.

Con todo esto de la empresa y de la química, de la necesidad de saber qué está ocurriendo y por qué, me he encontrado con infinidad de palabras raras y términos que no comprendo del todo. Afortunadamente, existen el internet y los libros y un sinfín de fuentes de información y casi que sólo con dar un teclazo puedes tener el mundo a tus pies.

Me propuse que voy a llegar si no al fondo de la química, por lo menos a entenderla un poco más. Ya llevamos tres semanas estudiando e investigando y la verdad no ha estado tan mal. Hemos encontrado un poco de teoría, pero vamos a ver qué es esto de los enlaces que nos han ayudado a entender. encontraremos alguna forma de aplicarlo.

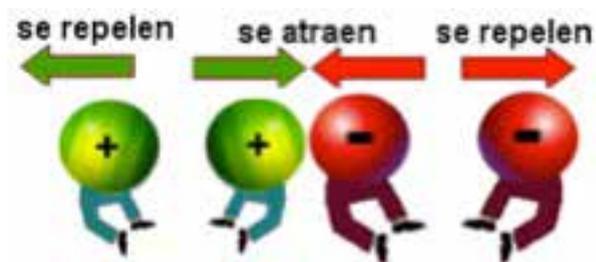
Utilización en sustancias químicas

En este libro conocerás lo necesario para que los elementos se combinen entre sí formando compuestos. Esta es la base para los usos de la química en el mundo actual, como vimos anteriormente, en los medicamentos, alimentos, agricultura, y en realidad en todos los aspectos de la vida.



Enlace, es lo que hace que dos átomos permanezcan unidos, las fuerzas que intervienen en este proceso. Por ejemplo, debes saber que dos fuerzas iguales ya sean positivas (+) o negativas (-), se repelen. Para que haya unión entre dos o más átomos, debe haber una fuerza de atracción, y esta es con signos diferentes.

Recuerda: Los polos opuestos.....se atraen.



Entonces, un enlace es resultado de fuerzas eléctricas entre los núcleos de dos elementos, en los que hay atracción y repulsión entre los electrones de ambos elementos.

Los átomos se combinan en base a sus electrones de valencia. Los electrones de valencia están localizados en el orbital más externo de un átomo.

Por ejemplo.

Flúor (F), $1 S^2$ $2 S^2 2 P^5$

9	18,9984	-1
-108,2	-219,6	1,11
F		
$1s^2 2s^2 2p^5$		
Flúor		

En este caso, la capa de valencia del F, es la encerrada en el óvalo rojo, su capa u orbital más externo $2S^2 2P^5$, que totaliza 7 electrones. Le hace falta un electrón para completar su estructura al gas noble inmediato, Ne: $1S^2 2S^2 2P^6$ y tener 8 electrones, lo cual lo hace estable.

Los electrones de valencia, además de mostrarse claramente en la configuración electrónica, se determinan de acuerdo a la familia en la que se encuentran los elementos, así:

FAMILIA	CONFIGURACION ELECTRONICA (Orbital más externo)	ELECTRONES DE VALENCIA
IA	S^1	1
IIA	S^2	2
IIIA	$S^2 P^1$	3
IV A	$S^2 P^2$	4
VA	$S^2 P^3$	5
VI A	$S^2 P^4$	6
VIIA	$S^2 P^5$	7

En otras palabras, los números de valencia de las familias IA – VIIA, están determinados por la familia a la que pertenecen los elementos, así, familia IIIA implica 3 electrones de valencia, familia VIA, 6 electrones de valencia. ¿Ves toda la información que puede obtenerse de la tabla periódica?



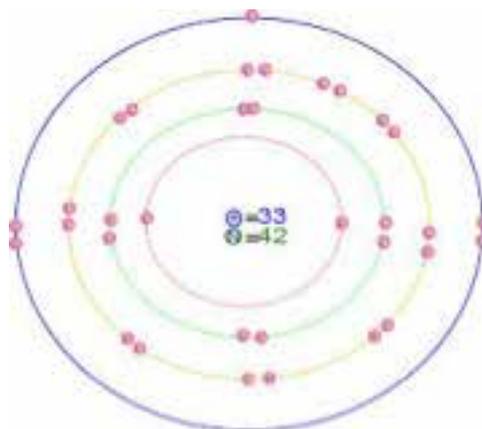
Ahora tú:

¿Podrías indicar cuántos electrones de valencia tiene un elemento de la familia VII A?, construye su configuración electrónica, indica el nombre de la familia.

Orbitales más externos, indican los electrones que intervienen en la combinación.

Veamos el ejemplo de As (Arsénico), $Z = 33$

33	74,992 ±3,5
613 817 5,72	As
(Ar)3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	
Arsénico	



As (Ar) 3 d¹⁰4 S²4 P³ estructura abreviada a Ar y su configuración propia en el nivel 4

Su capa más externa, es decir sus electrones de valencia son 2 electrones en S y 3 electrones en P, total 5 electrones. Si revisas tu tabla periódica, verás que As tiene + / - 3, + / - 5 electrones de valencia, esto quiere decir que puede completar su orbital P, alcanzar la configuración estable de S² P⁶. En este caso, estaría ganando 3 electrones. O bien, podría entregar los 3 electrones P y quedar con su estructura hasta S², o entregar 5 electrones

S² P³. Estos electrones que gana o pierde, le permiten combinarse con otros elementos y formar compuestos o moléculas.

Descripción de los tipos de enlace: Enlace iónico, covalente y metálico



Los enlaces químicos pueden ser Mononucleares, Polinucleares, de acuerdo si están relacionados a un solo núcleo o a varios núcleos.

Podrás darte cuenta cómo todo está relacionado, a continuación verás cómo las sustancias pueden clasificarse según su conductividad eléctrica.

IONICAS		COVALENTES	
SI	NO	SI	
Todas las sustancias iónicas conducen electricidad en estado líquido. Conduce electricidad en solución acuosa o en estado líquido a T↑(Temperatura elevada).	Conduce electricidad en estado sólido.	Conduce electricidad en estado sólido	
		METÁLICAS Conduce electricidad en estado sólido o líquido a T ambiente. Conduce electricidad en estado sólido. Excepto Hg (Líquido a T ambiente).	NO METÁLICAS Todas las sustancias iónicas conducen electricidad en estado líquido. Conduce electricidad en solución acuosa o en estado líquido a T (Temperatura elevada).
			COVALENTES NO MOLECULARES CNM
		Punto de fusión y ebullición bajos.	Formadas por redes gigantescas de moléculas, átomos o iones.

Substancias Iónicas

Se define ION, como una especie con carga eléctrica. Un ión es un átomo con carga. Cuando hablamos de Ión nos referimos a que un átomo está cargado, aunque el término no da referencia a si la carga es positiva o negativa. Un ión es un átomo que ya ha ganado o perdido electrones. Es como un juego: Ganar o perder electrones. Si ganas electrones te vuelves más negativo y si pierdes electrones te vuelves más positivo.

Para hablar de iones con carga positiva, decimos iones positivos o más específicamente “Cationes”.

Cuando los iones son de carga negativa, se llaman iones negativos o “Aniones”.

Entonces, el comportamiento de las sustancias iónicas se debe a la presencia de iones, que son moléculas mononucleares (un solo núcleo) y polinucleares (varios núcleos) con carga eléctrica. Estos iones como se indicó arriba, conducen electricidad en estado líquido o en solución acuosa a altas temperaturas.

Forman sustancias iónicas, las familias IA, IIA con elementos de la familia VIIA (Halógenos) principalmente.

Enlace Iónico, se define como la unión de dos o más átomos cuando ocurre la transferencia de electrones de un METAL a un NO METAL para formar iones que se unen por atracción electrostática. Generalmente ocurre por la unión de metales + elementos con electronegatividad elevada.

¿Recuerdas cómo viaja la electronegatividad en la tabla periódica?



Esto quiere decir entonces, que los elementos más electronegativos son los NO METALES y específicamente los Halógenos.

Para que una sustancia neutra se convierta en iónica, debe ganar o perder electrones.

Si la sustancia tiene más electrones que protones, tendrá carga (-) y si por el contrario tiene más protones que electrones, su carga será (+).

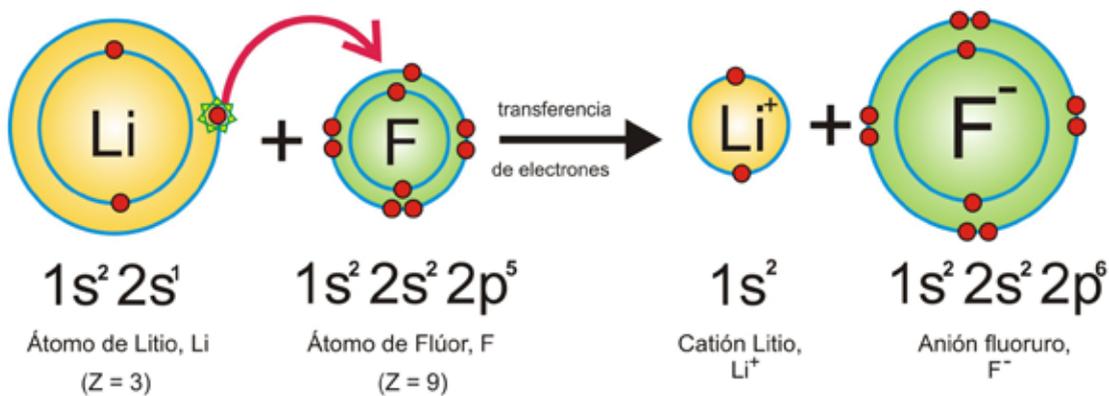
Se combinan iones positivos (+) CATIONES que entregan electrones y iones negativos (-) ANIONES que reciben electrones, lo que sucede es un intercambio de electrones entre dos átomos. El elemento más electronegativo atrae los electrones de átomos menos electronegativos. Generalmente el intercambio de electrones se da en el rango de $-3e$ a $+3e$. OJO, un compuesto SIEMPRE es eléctricamente NEUTRO.

Todos los compuestos iónicos forman sales. El enlace iónico es más fuerte para compuestos que tengan iones con cargas elevadas y un tamaño pequeño.

Ejemplo: Cloruro de Sodio (NaCl), Fluoruro de Aluminio (Al F_3), Bromuro de Magnesio (Mg Br_2).

¿Cómo relacionamos la configuración electrónica con el tema de los enlaces?, veamos un ejemplo:

Enlace iónico



Vemos que Litio (Li) es un elemento de la familia IA, por lo tanto, tiene 1 electrón de valencia en su orbital más externo $2s^1$. En este caso se combina con Flúor (F), elemento de la familia VIIA, tiene 7 electrones de valencia en su orbital más externo $2s^2 2p^5$. Observa su configuración electrónica. Recuerda que la familia VIIA son los Halógenos, los elementos más electronegativos.



La regla del Octeto, se cumple principalmente para elementos ubicados en el segundo período o nivel de la tabla periódica (Li, Be, B, C, N, O, F). Esto fue propuesto por el químico de Estados Unidos Gilbert Newton Lewis y el físico alemán Walter Kossel.

La teoría de ambos científicos dice que al combinarse los electrones de dos átomos tienden a alcanzar en su último orbital o capa, 8 electrones, es decir, el número de valencia de los gases nobles.

Esta ley explica que los átomos de un elemento tienden a ser estables al combinarse con otros, es decir tienden a hacerse inertes, y como los átomos de los elementos inertes, tienen 8 electrones (a excepción del helio) entonces o dejan o toman electrones para completar, así si el carbono tiene valencia 2 y 4, entonces un oxígeno con 6 átomos puede combinarse con el carbono, formando así un enlace de 8 electrones, cumpliendo con la ley del octeto.

En otras palabras: La ley del octeto es aquella que explica que los átomos de los elementos darán u obtendrán electrones de otros átomos, con tal de llegar a ser inertes, es decir, completar un enlace de 8 electrones en su última orbita.

Estructuras de Lewis

La estructura de Lewis, también llamada diagrama de punto, modelo de Lewis o representación de Lewis, es una representación gráfica que muestra los pares de electrones de enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.

Se representa el núcleo del elemento, con el símbolo, rodeado de los electrones de valencia, es decir los ubicados en el orbital más externo.

Reglas para formar estructuras de Lewis

- Los enlaces se forman por pares de electrones
- No todos los elementos siguen la regla de Lewis
- En el centro se coloca el elemento menos electronegativo
- Debe formarse primero los enlaces simples, luego los dobles o triples
- Los electrones compartidos se muestran con una línea, y los electrones libres con puntos alrededor del elemento.
- Determina el número de electrones de valencia que tiene cada átomo.

De esta forma conocerás el número total de electrones que necesitas para construir el modelo de Lewis.

FAMILIA	CONFIGURACION ELECTRONICA (Orbital más externo)	ELECTRONES DE VALENCIA	ELEMENTO	ESTRUCTURA DE LEWIS
IA	S ¹	1	H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	H. ; Na .
IIA	S ²	2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	Mg : ; Ca :
IIIA	S ² P ¹	3	B, Al, Ga, In	. . B. ; Al . . .
IV A	S ² P ²	4	C, Si, Ge,	. . C . .
VA	S ² P ³	5	N, P, As, Sb, Bi	. . N : .
VI A	S ² P ⁴	6	O, S, Se, Te, Po	. : O : .
VIIA	S ² P ⁵	7	F, Cl, Br, I, At	. . : F : . .

Algunos ejemplos de la forma de colocar los electrones alrededor del signo del elemento en base a su ubicación en la tabla periódica.

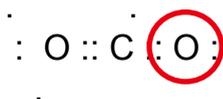


Ahora tú:, ubica otros elementos con la configuración de Lewis.

b) Los enlaces son por pares de electrones. C está en la familia IVA esto implica 4 electrones de valencia. O está en la familia VIA esto implica 6 electrones de valencia.

MOLECULA	ELEMENTO y # átomos	Electrones de valencia	# Total electrones de valencia	Estructura del esqueleto	Arreglo de la estructura de Lewis
CO ₂	C = 1 O = 2	4 6	$1 \times 4 = 4$ $2 \times 6 = \underline{12}$ 16	O C O	Ver c)

c) Acomodamiento de los electrones



En el centro, el Carbono con sus 4 electrones arreglados en enlace doble cada uno.

A los lados los Oxígenos, con dos de sus electrones arreglados en doble enlace y sus restantes 4 electrones distribuidos alrededor.

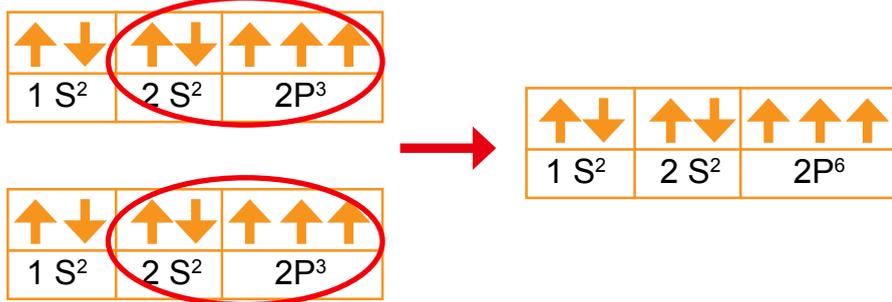
Los oxígenos cumplen la regla del Octeto, ya que al compartir sus dos electrones, suman 8 electrones cada uno.

2. N² Nitrógeno molecular

El Nitrógeno es un elemento que forma enlaces triples entre sus dos átomos.

MOLECULA	ELEMENTO y # átomos	Electrones de valencia	# Total electrones de valencia	Estructura del esqueleto	Arreglo de la estructura de Lewis
N ₂	N = 2	5	2 x 5 = 10	N N	Ver abajo

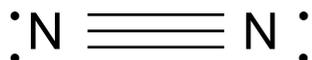
Así su configuración electrónica: $1S^2 2S^2 2P^3$ $1S^2 2S^2 2P^3$



Orbital más externo, con 5 Electrones para reaccionar.

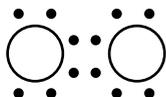
Cada átomo de N tiene los orbitales P incompletos, les hace falta 3 electrones. Al combinarse, lo hacen con los 3 electrones del orbital P, formando un enlace triple y una configuración completa de $2P^6$. Con lo que toma la estructura del gas noble Ne.

La estructura del Nitrógeno según la regla del Octeto quedaría así:



El Nitrógeno molecular quedaría entonces con 3 enlaces compartidos (mostrados con las líneas) y 2 electrones al lado de cada núcleo para enlazar con otros elementos.

3. O₂ Oxígeno molecular



Oxígeno molecular queda con dos electrones compartidos de cada átomo de Oxígeno y 4 electrones en cada átomo para enlazar con otros elementos.

4. (SCN)₂ El átomo menos electronegativo según la tabla periódica es el Azufre, por lo tanto será la figura central de la estructura.

MOLECULA	ELEMENTO y # átomos	Electrones de valencia	# Total electrones de valencia	Estructura del esqueleto	Arreglo de la estructura de Lewis
(SCN) ₂	S = 2 C = 2 N = 2	6 4 5	$\left. \begin{array}{l} 2 \times 6 = 12 \\ 2 \times 4 = 8 \\ 2 \times 5 = 10 \end{array} \right\} +$ $\underline{\quad 30}$	N C S S C N	Ver abajo

Los enlaces covalentes pueden ser simples, (cuando se comparte un solo par de electrones H_2), covalentes dobles (dos pares de electrones O_2), triples (3 pares de electrones N) y cuádruples (4 pares de electrones).

Longitud de enlace: Es la distancia en la que la fuerza de atracción entre los núcleos de un átomo es mayor que la fuerza de repulsión.

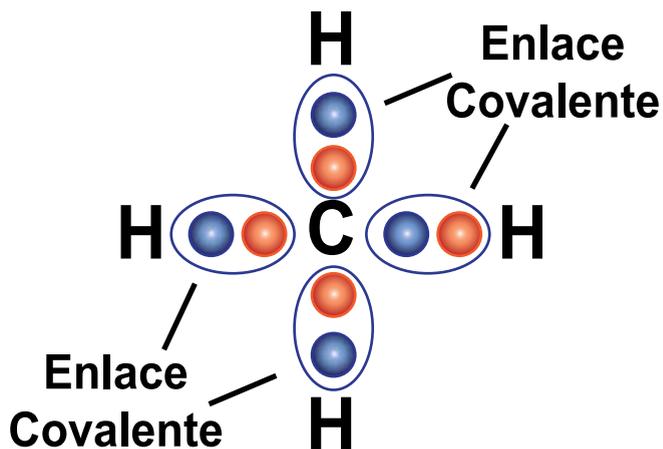
Los enlaces covalentes, pueden ser: Covalentes no polares, covalentes polares.



Los enlaces covalentes NO polares, ocurren entre elementos electronegativamente similares, no hay variación entre el número de oxidación, entonces los electrones están ubicados en una orientación equivalente.

Por el contrario, cuando los enlaces son covalentes polares, hay diferencias en electronegatividad entre los elementos, entonces, los electrones del elemento menos electronegativo son atraídos hacia el más electronegativo, y se origina un polo. Un extremo es electropositivo y el otro extremo electronegativo.

Se presenta entre los elementos con poca diferencia de electronegatividad (< 1.7), es decir cercanos en la tabla periódica de los elementos químicos o bien, entre el mismo elemento para formar moléculas diatómicas.



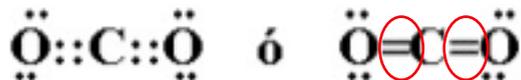
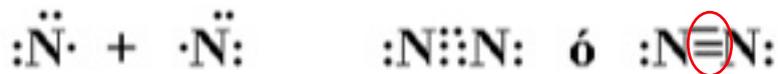
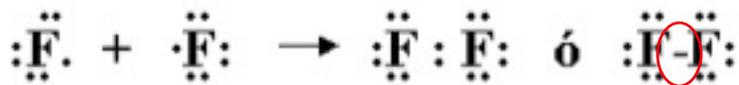
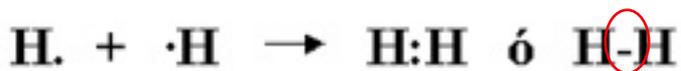
El ejemplo en la foto corresponde a un compuesto orgánico METANO, en el que se ubica el Carbono como elemento central y los Hidrógenos compartiendo cada uno de sus 4 electrones. (Fam IV A).



La fórmula del metano es CH₄ y es el hidrocarburo alcano más sencillo. Cada uno de los átomos de hidrógeno está unido al carbono por medio de un enlace covalente. Es una sustancia no polar que se presenta en forma de gas a temperaturas y presiones ordinarias. Es incoloro e inodoro y apenas soluble en agua en su fase líquida.

En la naturaleza se produce como producto final de la putrefacción anaeróbica de las plantas, este proceso natural se puede aprovechar para producir biogás. En el cuerpo humano, surge de los procesos de digestión y defecación y se expulsa como un gas. Puede constituir hasta el 97% del gas natural. En las minas de carbón se le denomina grisú y es muy peligroso por su facilidad para inflamarse. También se encuentra en los pantanos.

Otros ejemplos gráficos de enlaces covalentes.

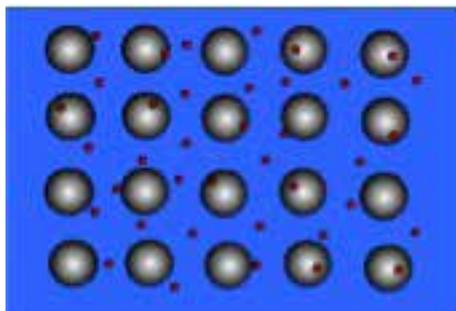


NOTA: El \circ indica los electrones compartidos que se muestran con líneas y los demás que no están comprometidos, como puntos.

Enlaces Metálicos

El enlace metálico y el enlace covalente, se parecen en que en ambos tipos de enlace se COMPARTE electrones. En el enlace covalente los electrones compartidos se encuentran entre los átomos del enlace, en el enlace metálico, los electrones se encuentran alrededor de los átomos del metal.

Los enlaces metálicos se clasifican por la disposición de sus electrones en:



a) Mar de electrones: Los electrones no se encuentran asociados a un núcleo, se mueven libremente del orbital de un núcleo a otro y a estos electrones se les llama electrones deslocalizados. El núcleo pierde su electrón de valencia y adquiere una carga positiva como si fuera catión,

pero no lo es. Entonces, los electrones no están fijos a un átomo en particular, sino que se mueven alrededor.



b) Teoría de bandas: Los electrones van al exterior de una banda imaginaria junto a los núcleos cargados positivamente. Esta teoría entonces cuenta con una banda de valencia (energía necesaria para separar los electrones de valencia del núcleo lo suficiente para que puedan ser atraídos por otro núcleo). Un espacio o banda de

conducción y con un Nivel Fermi (Energía necesaria para que un electrón llegue a la banda de conductividad).

En otras palabras, conductividad eléctrica es el flujo de electrones de un material.

¿Cómo se origina? Los electrones deben salir de la banda de valencia, para esto requieren energía para separarlos de los cationes del núcleo, y la energía que necesitan atravesar es la energía que representa la brecha energética que rodea a la banda de conducción. Para que exista conductividad, los electrones deben llegar a la banda de conductividad.

Conclusión

Todo lo que nos rodea, es química.

Las moléculas tanto orgánicas como inorgánicas no pudieran existir, y por lo tanto, no existiríamos, sin los enlaces químicos. Enlace se define como las fuerzas que interactúan entre dos o más átomos para mantenerlos unidos. Los enlaces por su conductividad eléctrica se clasifican en Iónicos y Covalentes.

Los enlaces Covalentes, pueden ser Metálicos, No Metálicos. Los enlaces NO Metálicos pueden ser Covalentes Moleculares y Covalentes No Moleculares.

La teoría de los enlaces químicos está relacionada con la configuración electrónica en la cual, los electrones de valencia, los ubicados en el orbital más externo, son los que intervienen para formar los enlaces químicos.

Evaluación

Desarrolla un ensayo, no mayor a 250 palabras, con el tema Enlace Químico. Incluye 10 ejemplos de compuestos iónicos y Covalentes. Construye estructuras de Lewis para al menos 3 de los compuestos presentados.

Glosario

Covalente Molecular: Puntos de fusión y ebullición bajos.

Covalente NO Molecular: Formados por moléculas gigantescas de átomos, iones.

Covalente: Conduce electricidad en estado sólido.

Electronegatividad: Medida de la capacidad de un átomo de atraer los electrones de otro átomo en un enlace.

Enlace: Fuerza que mantiene unidos a dos o más átomos para formar compuestos.

Estructura de Lewis: Procedimiento para mostrar los electrones de valencia de un átomo así como los electrones compartidos y los electrones libres en un enlace.

Ión: Elemento cargado positiva o negativamente.

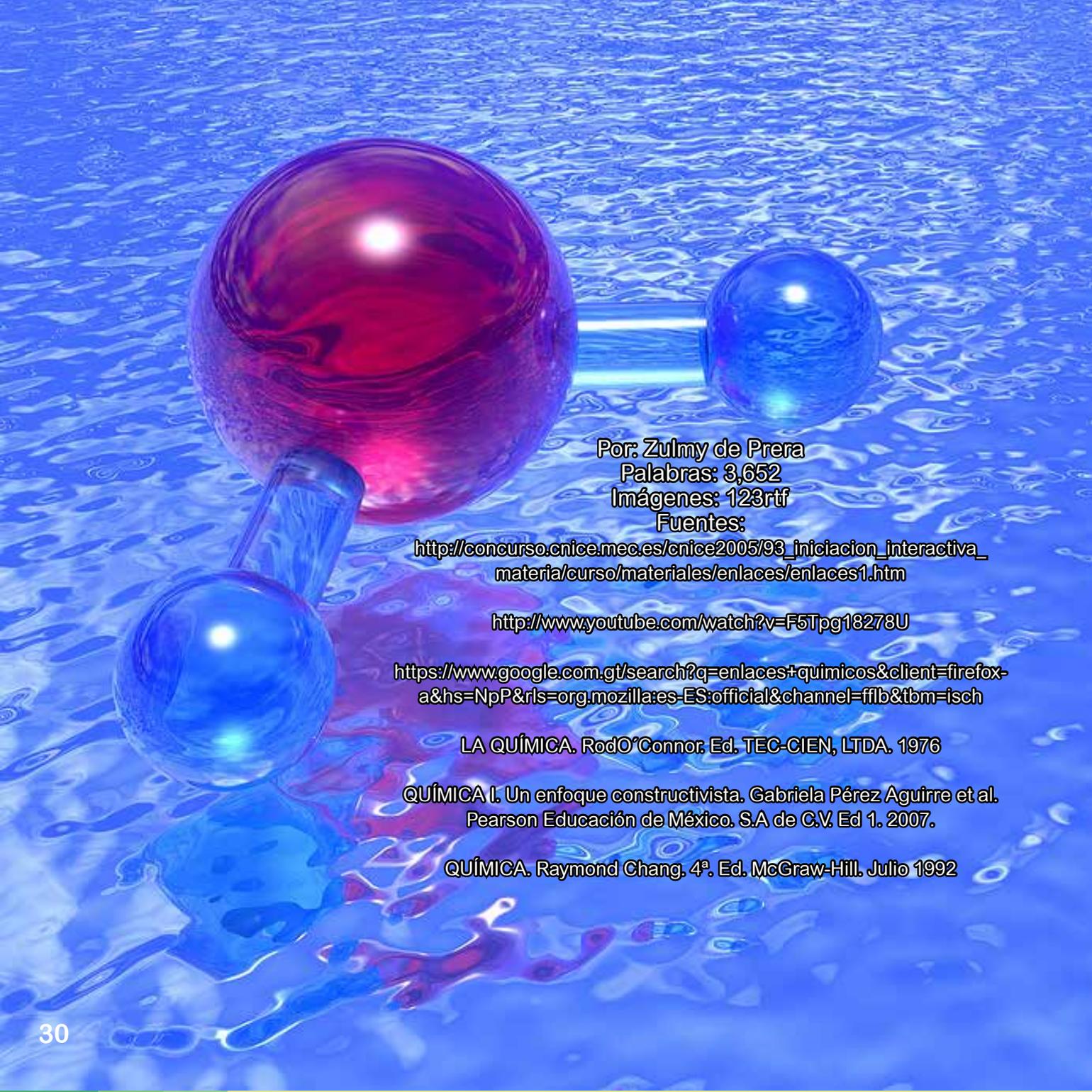
Iónico: Enlace característico, NO conduce electricidad en estado sólido. Conduce en estado líquido o en solución acuosa a temperatura elevada.

Ley del Octeto: Tendencia de los elementos de completar sus orbitales y tomar la configuración electrónica del gas noble más cercano.

Metálico: Conduce electricidad en estado sólido, o estado líquido a temperatura ambiente.

Mononucleares: Compuestos de un solo tipo de átomo.

Polinucleares: Compuestos con varios tipos de átomos.



Por: Zulmy de Prera
Palabras: 3,652
Imágenes: 123rtf
Fuentes:

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/enlaces1.htm

<http://www.youtube.com/watch?v=F5Tpg18278U>

<https://www.google.com.gt/search?q=enlaces+quimicos&client=firefox-a&hs=NpP&rls=org.mozilla:es-ES:official&channel=fflb&tbm=isch>

LA QUÍMICA. RodO'Connor. Ed. TEC-CIEN, LTDA. 1976

QUÍMICA I. Un enfoque constructivista. Gabriela Pérez Aguirre et al.
Pearson Educación de México. S.A de C.V. Ed 1. 2007.

QUÍMICA. Raymond Chang. 4ª. Ed. McGraw-Hill. Julio 1992