

Manual de química básica para trabajadores de la industria química.



Autores

Dr. Said Robles Casolco

Ing. Nancy Figueroa Adán

Diseño

Lic. Lucía Viridiana Lerma Trujillo

Lic. María de Lourdes Cristóbal Nájera

Contenido

Presentación	5
Objetivo	6
Meta	6
Introducción	7
El sistema Internacional de unidades (SI)	8
Unidades fundamentales	9
Unidades derivadas	10
Notación científica	12
Conceptos fundamentales	14
Clasificación de la materia	15
Sustancia	15
Elemento	15
Compuesto	15
Mezclas	15
Cambios físicos y químicos	18
Átomo	19
Teoría Atómica	21
Modelos atómicos	22
Métodos de separación	25
Enlace químico	26
Estructura de Lewis	29
Cómo se dibujan las estructuras de Lewis	30
Excepciones de la regla del octeto	32
Octeto incompleto, átomos de los grupos 2 y 3 (familias IIA y IIIA)	32
Estructuras con electrones impares	32
Enlace Covalente	33
Molécula de flúor	34
Molécula de amoníaco	34
Molécula de agua	34
Enlace Covalente Coordinado o Dativo	35
Enlace Covalente No polar y Polar	36
No polares (apolares)	36

Polares	36
Reacciones químicas	39
Transformaciones físicas y químicas	39
Cambios físicos	39
Cambios químicos	40
Teoría de las colisiones. Estado de transición	41
Teoría de las reacciones químicas	42
Velocidad de las Reacciones Químicas	44
Tipos de reacciones	46
Síntesis o Combinación	47
Doble descomposición o intercambio	48
Reacciones de doble desplazamiento	48
Reacciones de oxidación y reducción, o reacción redox	48
Reacciones de neutralización o ácido-base	49
Referencias	57

Presentación

El presente manual de química básica para trabajadores la industria química, se realizó con el fin de generar recursos humanos mejor capacitados en la industria, a través del conocimiento que se genera en los centros de investigación y universidades vinculadas a la industria.

La capacitación del personal dentro una organización es fundamental ya que impacta directamente en su desempeño, y se refleja en el crecimiento y éxito de la organización.

Los programas de capacitación surgen como respuesta a las necesidades de la empresa y orientan las acciones posteriores.

La implementación de programas de capacitación permite el desarrollo de las habilidades y conocimientos de cada miembro de la organización.

El manual tiene como objetivo facilitar al lector el aprendizaje de los temas de manera clara, sencilla y de aplicación inmediata.

El manual está integrado por cuatro temas, el primero está dedicado a dar una introducción de la relevancia que tiene la química en la vida cotidiana, el segundo hace referencia a los conceptos básicos, pero sumamente necesarios para entender el impacto de la química en la industria, el tercero resalta el conocimiento sobre métodos de separación de sustancias y finalmente el cuarto tema es en su mayoría práctico, con ejercicios de enlaces químicos.

Objetivo

- Proporcionar los elementos esenciales para la aplicación de técnicas y procedimientos en los procesos involucrados en las diferentes áreas de trabajo del personal operativo.

Meta

- Facilitar al lector el aprendizaje del tema de manera clara, sencilla, con ejemplos y casos de aplicación.
- Despertar el interés del estudio de la química en el personal operativo para que continúen su desarrollo profesional

Introducción

Nuestra vida diaria está estrechamente relacionada con la química, así es, desde que realizamos algo tan simple como beber un vaso de agua, revisar el correo en el celular, hasta cuando realizamos un trabajo muy complejo utilizando tecnología de punta.

Pero, ¿cómo está presente la química nuestras vidas? Bien, comencemos con la explicación, ¿sabías que esa alarma que programas en el celular para que suene todos los días en la mañana es producto de un conjunto de tecnologías que basan su funcionamiento en procesos químicos? Así es, la batería, el procesador, la carcasa, la cámara de tu teléfono, todos estos componentes son productos de investigaciones que concluyeron en el descubrimiento de un nuevo metal, de un polímero, o de nuevas aleaciones que permitieron generar esa maravillosa y útil tecnología llamada teléfono inteligente en la cual además de programar tu alarma todos los días, puedes realizar cientos de tareas más.

Otro ejemplo muy común es el de la cocina, la química la podemos observar en la cocina, cuando preparamos una sopa y mezclamos diferentes ingredientes para degustar en la comida, en el lenguaje técnico diríamos que preparamos una mezcla heterogénea.

Es así como vemos la química en todas partes, en el sándwich que te comes en el almuerzo, en refresco que tomas, en el perfume que usas, en la ropa que llevas puesta, en los *gadgets*¹ que utilizas en tu vida diaria, etc.

Para introducirnos al mundo de la química es importante conocer algunos conceptos básicos, debido a que es una ciencia experimental la medida es parte fundamental en el estudio de la química. Las descripciones del mundo físico se refieren a magnitudes o propiedades medibles.

¹ **Gadgets:** aparato, dispositivo generalmente pequeño para un trabajo en particular.

A continuación, se presentan una serie de términos que fundamentales para el entendimiento de los temas posteriores.

Se entiende por magnitud toda propiedad o cualidad física que es susceptible de medida y que por tanto puede ser expresada cuantitativamente. Algunos ejemplos son: la masa, la longitud, el volumen, la fuerza, la velocidad, entre otros. (Velázquez & Ordorica, 2012)

El término cantidad se refiere al valor que toma una magnitud dada en un cuerpo o sistema concreto; la longitud y masa de un mueble, el volumen de un teléfono, son ejemplos de cantidades.

Una cantidad de referencia se denomina unidad, es decir, se considera así una unidad como el valor obtenido al fijar arbitrariamente la cantidad de una magnitud y que va a ser utilizada como referencia para medir su valor por comparación.

El sistema Internacional de unidades (SI)

Con el fin de facilitar la cooperación y comunicación en el terreno científico, se creó el Sistema Internacional de Unidades, el cual distingue y establece las magnitudes básicas y derivadas.

El SI², toma como magnitudes fundamentales: la longitud, la masa, el tiempo, la intensidad de corriente eléctrica, la temperatura absoluta, la intensidad luminosa y la cantidad de sustancia, y fija las unidades correspondientes para cada una de ellas.

² Sistema Internacional de Unidades, se adoptó en 1960 por convenio entre 36 naciones.

Unidades fundamentales

El sistema Internacional de Unidades reconoce siete unidades fundamentales las cuales se muestran en la tabla 1.

Unidades fundamentales		
Magnitud	Descripción	Símbolo
Longitud	El metro (m) es la longitud recorrida por la luz en el vacío durante un período de tiempo de $1/299.792.458$ s.	<i>m</i>
Masa	El kilogramo (kg) es la masa del prototipo internacional de platino iridiado que se conserva en la Oficina de Pesas y Medidas de París.	<i>kg</i>
Tiempo	El segundo (s) es la duración de $9.192.631.770$ períodos de la radiación correspondiente a la transición entre dos niveles fundamentales del átomo Cesio 133 (^{133}Cs).	<i>s</i>
Corriente eléctrica	El ampere (A) es la intensidad de corriente, la cual, al mantenerse entre dos conductores paralelos, rectilíneos, longitud infinita, sección transversal circular despreciable y separados en el vacío por una distancia de un metro, producirá una fuerza entre estos dos conductores igual a 2×10^{-7} N por cada metro de longitud.	<i>A</i>
Temperatura	El Kelvin (K) es la fracción $1/273,16$ de la temperatura termodinámica del punto triple del agua.	<i>K</i>
Intensidad luminosa	La candela (cd) es la intensidad luminosa, en una dirección dada, de una fuente que emite radiación monocromática de frecuencia 540×10^{12} Hertz y que tiene una intensidad energética en esta dirección de $1/683$ W por estereorradián (sr).	<i>cd</i>
Cantidad de sustancia	Mol es la cantidad de materia contenida en un sistema y que tiene tantas entidades elementales como átomos hay en $0,012$ kg de carbono 12 (^{12}C). Cuando esta magnitud es utilizada, deben ser especificadas las entidades elementales, y las mismas pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o grupos de tales partículas.	<i>mol</i>

Tabla 1 Unidades fundamentales reconocidas por el SI

Unidades derivadas

Las unidades derivadas pueden ser utilizadas en combinación con las unidades fundamentales, algunas de ellas se muestran en la tabla 2.

Unidades derivadas		
Nombre	Descripción	Símbolo
Coulomb	Cantidad de electricidad transportada en un segundo por una corriente de un amperio.	<i>C</i>
Joule	Trabajo producido por una fuerza de un newton cuando su punto de aplicación se desplaza la distancia de un metro en la dirección de la fuerza.	<i>J</i>
Newton	Es la fuerza que, aplicada a un cuerpo que tiene una masa de 1 kilogramo, le comunica una aceleración de 1 metro por segundo, cada segundo.	<i>N</i>
Pascal	Unidad de presión. Es la presión uniforme que, actuando sobre una superficie plana de 1 metro cuadrado, ejerce perpendicularmente a esta superficie una fuerza total de 1 newton.	<i>Pa</i>
Volt	Unidad de tensión eléctrica, potencial eléctrico, fuerza electromotriz. Es la diferencia de potencial eléctrico que existe entre dos puntos de un hilo conductor que transporta una corriente de intensidad constante de 1 ampere cuando la potencia disipada entre esos puntos es igual a 1 watt.	<i>V</i>
Watt	Potencia que da lugar a una producción de energía igual a 1 joule por segundo.	<i>W</i>
Ohm	Unidad de resistencia eléctrica. Es la resistencia eléctrica que existe entre dos puntos de un conductor cuando una diferencia de potencial constante de 1 volt aplicada entre estos dos puntos produce, en dicho conductor, una corriente de intensidad 1 ampere, cuando no haya fuerza electromotriz en el conductor.	Ω

Tabla 2 Unidades derivadas

Las unidades del SI cambian en forma decimal por medio de una serie de prefijos, que actúan como múltiplos y submúltiplos decimales. Estos prefijos se colocan antes del símbolo de la unidad correspondiente, sin espacio intermedio. El conjunto del prefijo más el símbolo equivale a

una nueva unidad que puede combinarse con otras unidades y elevarse a cualquier exponente (positivo o negativo).

La tabla 3 muestra una lista de los prefijos más utilizados.

Múltiplos decimales			Submúltiplos decimales		
Prefijo	Símbolo	Factor	Prefijo	Símbolo	Factor
Deca	da	10^1	Deci	d	10^{-1}
Hecto	h	10^2	Centi	c	10^{-2}
Kilo	k	10^3	Mili	m	10^{-3}
Mega	M	10^6	Micro	μ	10^{-6}
Giga	G	10^9	Nano	n	10^{-9}
Tera	T	10^{12}	Pico	p	10^{-12}
Peta	P	10^{15}	Femto	f	10^{-15}
Exa	E	10^{18}	Atto	a	10^{-18}
Zetta	Z	10^{21}	Zepto	z	10^{-21}
Yotta	Y	10^{24}	Docto	y	10^{-24}

Tabla 3 Prefijos

Las unidades derivadas se definen como productos o cocientes de las unidades básicas o suplementarias, aunque también pueden utilizarse unidades suplementarias con nombre propio. Para expresar las unidades derivadas pueden utilizarse los siguientes métodos:

1. Ubicar las diferentes unidades una a continuación de otra sin separación; por ejemplo: **As**, **Nm**. En este caso se deben evitar las combinaciones en que una unidad que tiene el mismo símbolo que un prefijo se coloque delante ya que pueden dar lugar a confusión. Por ejemplo, no debe utilizarse **mN** (que significa mili newton) en lugar de **Nm** (newton por metro).

En el caso de cocientes puede utilizarse:

Un cociente normal

La barra inclinada (**m/s, m/s²**) evitando el uso de productos en el denominador; por ejemplo, podemos escribir: **kg/A/s²** en lugar de **kg/(A•s²)**.

Potencias negativas; por ejemplo: **kg•A⁻¹•s⁻²**.

Notación científica

Para el manejo de los números asociados a las mediciones utilizaremos la notación científica, ya que es frecuente trabajar con números muy grandes o muy pequeños.

Por ejemplo,

$$N \times 10^n$$

N es un número entre 1 y 9.

n es un exponente que debe ser un número entero positivo o negativo.

la expresión “x10” NO indica que se debe multiplicar el número x 10 y luego elevarlo al exponente. Los números muy grandes o muy pequeños necesitan menos espacio cuando son escritos en notación científica porque los valores de posición están expresados en potencias de 10. En la calculadora esto se trabaja con la tecla **EXP**, que generalmente se encuentra al lado del signo igual.

Ejemplo:

En el caso que la notación científica sea 2.3×10^7 , el exponente es 7 y el mismo indica el número de posiciones que hay que desplazar la coma para obtener el número en forma decimal. El signo que acompaña al exponente indica la dirección hacia donde debe desplazarse la coma:

- Si es positivo, la coma se corre a la derecha, $2.3 \times 10^7 = 23,000,000$

- Si es negativo, la coma se corre a la izquierda, $2.3 \times 10^{-7} = 0.00000023$

Ejemplo con unidades:

Convertir 450 kg a gramos(g)

En la tabla 3, para el símbolo “k”, que representa el prefijo “kilo”, el factor es 10^3 . Esto quiere decir que, para pasar de kilogramos a gramos, se le agrega a 650 el factor correspondiente (10^3), y automáticamente la cifra queda expresada en gramos:

$$650 \text{ kg} \rightarrow 650 \times 10^3 \text{ g} = 6.5 \times 10^5 \text{ g} = 650,000 \text{ g}$$

Conceptos fundamentales

Por definición, la química es la ciencia que estudia la composición, estructura y propiedades de las diversas sustancias, así como sus transformaciones. Aunque es común encontrarse con otras definiciones más simples como esta:

La química es la ciencia que estudia los materiales y los cambios que éstos experimentan. (Chang & College, 2002)

Ambas definiciones contienen la esencia de lo que estudia la química, que son los cambios.

Otro de los conceptos estrechamente relacionados con la química es la materia, para este término contamos con las siguientes definiciones:

- La materia es todo lo que existe en el universo y está compuesto por partículas elementales.
- La materia es todo lo que ocupa un lugar en el universo y su principal característica es que tiene volumen. (Velázquez & Ordorica, 2012)
- La materia es el material físico del universo, todo lo que tenga masa y ocupe un espacio. (Gonzalez & Uriarte, 2015)

En la materia existen diferentes estados, sólido, líquido, y gaseoso. En la clasificación de los sólidos, las partículas que lo forman se encuentran espacialmente ocupando posiciones fijas, dando lugar a una estructura interna cristalina, debido a que las fuerzas intermoleculares son muy fuertes. En la clasificación de los líquidos, éstos no tienen forma propia, adoptan la forma del contenedor, su volumen varía. En la tercera clasificación, los gases, adoptan la forma de recipiente que los contiene y ocupan todo su volumen.

Los estados de la materia dan origen a los elementos y compuestos. Un elemento químico es una sustancia formada por átomos con el mismo número de protones en el núcleo. Este número es conocido como el número atómico del elemento.

Clasificación de la materia

Sustancia

Una sustancia es una forma de materia que tiene una composición definida y propiedades características. Las sustancias difieren entre sí en su composición y pueden identificarse por su apariencia, sabor, olor y otras propiedades. (Chang & College, 2002)

Elemento

Un elemento es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por medios químicos.

Actualmente se han identificado 115 elementos, de los cuales 83 se encuentran en forma natural en la Tierra. Por regla, los elementos son representados por una o dos letras, si es solo una ésta debe ser mayúscula, si es representado por dos letras, la primera es mayúscula y la segunda minúscula. Los símbolos de algunos de los elementos derivan sus nombres del latín, aunque la mayoría derivan de su nombre en inglés. (Chang & College, 2002)

Compuesto

Un compuesto, es una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas. A diferencia de las mezclas, éstos solo pueden separarse en sus componentes puros por medios químicos. (Chang & College, 2002)

Mezclas

La mayor parte de la materia consiste en mezclas de diferentes sustancias. Cada sustancia conserva su propia identidad química y sus propiedades.

Las mezclas se clasifican en dos grupos, homogéneas y heterogéneas. En el primer grupo, el resultado de integrar algunos componentes es uniforme. Mientras que, en el segundo grupo, el de las mezclas heterogéneas, el resultado es una composición no uniforme.

Un claro ejemplo lo encontramos en nuestra vida diaria, por las mañanas al preparar el desayuno; si preparas un licuado, estarías haciendo una mezcla homogénea, porque, al desintegrarse los ingredientes en la licuadora se puede apreciar una textura, un color uniforme y los ingredientes no se pueden identificar por separado.

Sin embargo, si decides desayunar leche con cereal o un coctel de frutas, aunque los ingredientes sean mezclados varias veces, éstos no perderán su composición original y podrás identificarlos fácilmente por separado después de mezclarlos.

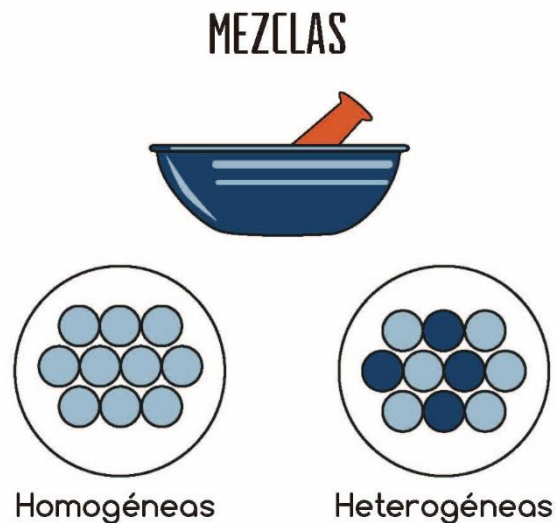


Figura 1 Tipos de mezclas (elaboración propia)

En las mezclas homogéneas la composición es uniforme

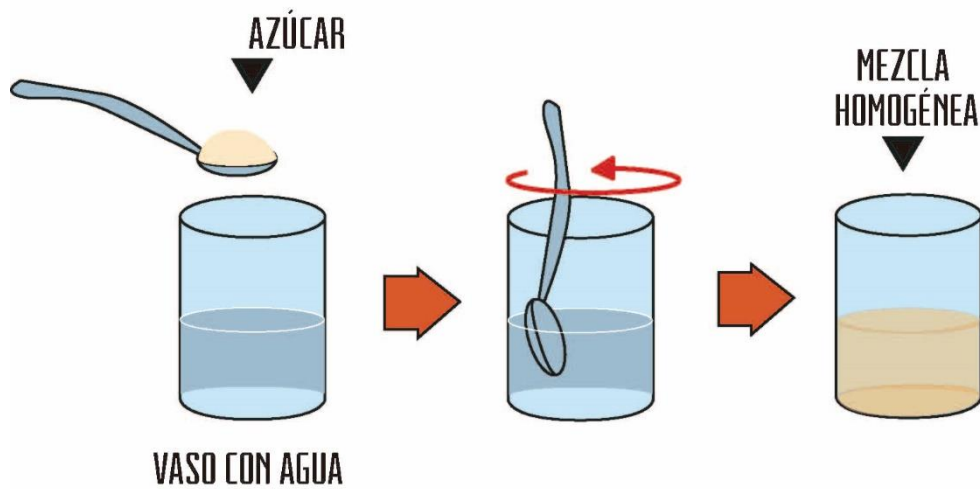


Figura 3 Mezclas homogéneas

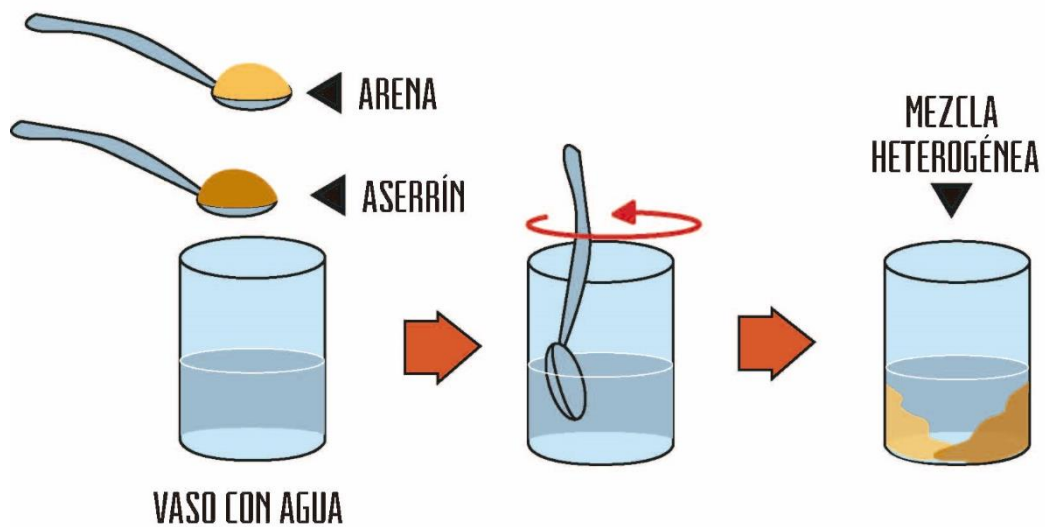


Figura 2 Mezclas heterogéneas

Cambios físicos y químicos

La materia posee propiedades físicas y químicas. Las propiedades químicas describen la forma en que una sustancia puede cambiar o reaccionar a otras sustancias, dentro de estas propiedades químicas encontramos tres grupos, las extensivas, intensivas y cuantitativas, dentro de estos grupos nos encontramos con las magnitudes como la masa, densidad, volumen, etc.

Mientras que en las propiedades físicas encontramos algunas cualitativas como el sabor, olor, brillo, dureza, entre otros.

Se define como cambios o transformaciones a las alteraciones surgidas en la naturaleza de una sustancia como consecuencia de diferentes acciones. Los cambios pueden ser físicos o químicos.

En los cambios físicos una sustancia cambia su apariencia física pero no su composición. Estos cambios son temporales y reversibles, un ejemplo de este tipo de cambios es el agua cuando se pone a hervir, aunque se evapora, su composición es la misma. Pasa lo mismo si se pone a congelar, otro ejemplo clásico es el de las ligas, pues éstas, aunque se estiren siempre regresan a su forma original y su composición no cambia.



Figura 4 Ejemplo de cambio físico



Figura 5 Ejemplo de cambio químico

En los cambios químicos una sustancia se transforma en otra químicamente diferente. Es decir, en estos cambios, se producen sustancias totalmente diferentes a las sustancias iniciales, por ejemplo, la combustión de la madera, la corrosión de metales, la cocción de los alimentos, entre otros.

Átomo

Un átomo, se define como la cantidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química. Los átomos están formados por partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones. Hay la misma cantidad de electrones en la corteza que de protones en el núcleo.

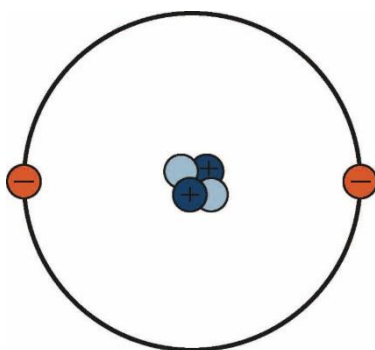


Figura 5 Estructura general de un átomo.

- Un protón tiene carga eléctrica positiva y se encuentra en el núcleo del átomo.
- Un neutrón no tiene carga eléctrica y se encuentra en el núcleo del átomo.

- Un electrón tiene carga eléctrica negativa y se encuentra en la corteza.
-

Partes del átomo:

- El núcleo es la parte central, y ahí es donde se encuentran los protones y neutrones.
- En la corteza se encuentran los electrones. Los electrones giran alrededor del núcleo.

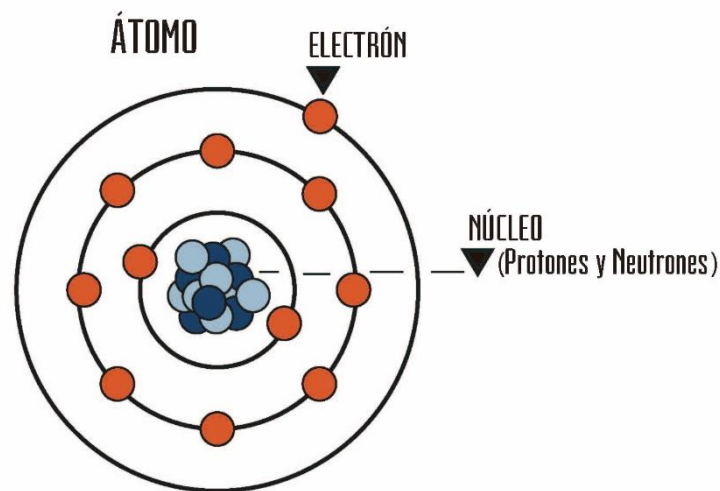


Figura 6 Partes del átomo

Los electrones de los átomos se distribuyen en niveles o pisos, cada uno con sus diferentes subniveles y orbitales.

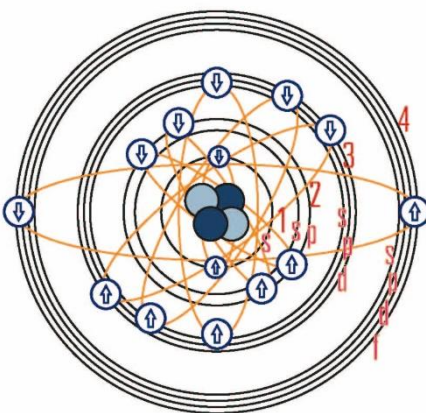


Figura 7 Orbitales de un átomo

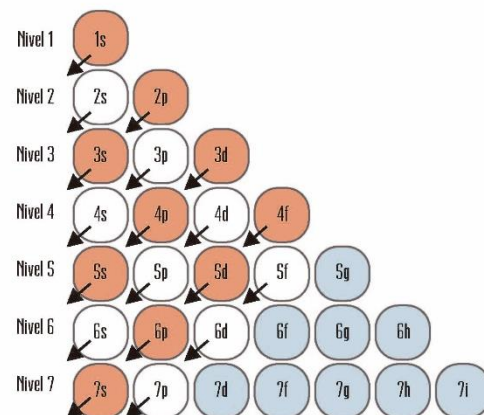


Figura 8 Distribución de electrones

En este sistema, los átomos se ordenan por número atómico creciente y se pasa de un periodo a otro cuando los electrones se sitúan en un nivel superior.

Número atómico y número de masa



El número atómico (Z) es el número de protones de un átomo

- Cada elemento tiene un número atómico diferente.
- El número atómico de electrones es igual a Z en un átomo neutro.

El número de masa (A) es el número total de protones y neutrones.

Teoría Atómica

En el siglo V a.C. surge la definición de átomo gracias al Demócrito³. Para Demócrito, todo cuanto hay en la naturaleza es combinación de átomos y vacío: los átomos se mueven de una forma natural e inherente a ellos y, en su movimiento, chocan entre sí y se combinan cuando sus formas y demás características lo permiten; las disposiciones que los átomos adoptan y los cambios que experimentan están regidos por un orden causal necesario.

La primera teoría atómica surge en 1808, publicada por John Dalton⁴ que retomaba las ideas de Demócrito, su teoría se basa en la siguiente lista de enunciados.

³ Demócrito: un filósofo griego a quien se le atribuyen diversos postulados en el mundo de la física.

⁴ John Dalton: Químico y físico británico al que se debe la primera formulación moderna de la teoría atómica.

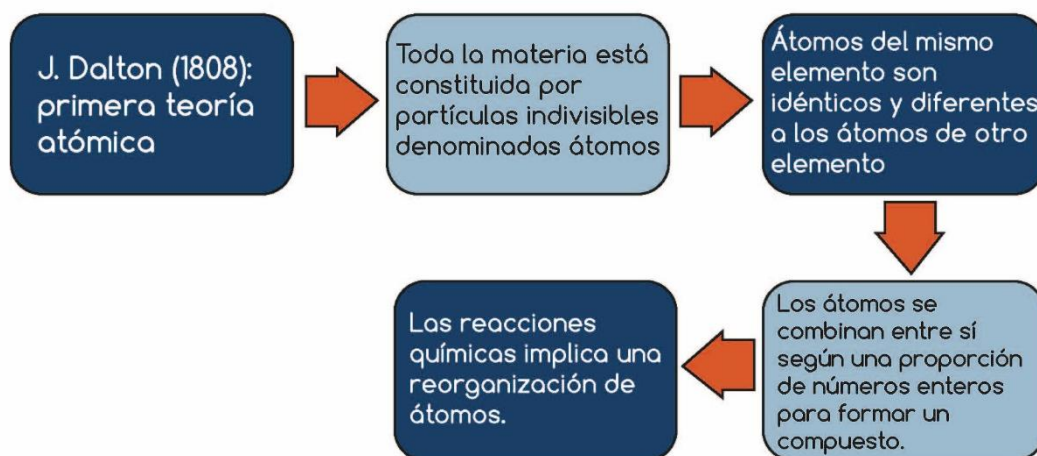


Diagrama 1 Teoría atómica de Dalton (Elaboración propia)

Modelos atómicos

A través de los años surgieron otras teorías atómicas con sus respectivos modelos, algunos de estos son los siguientes.

Para ampliar información de los modelos presentados y otros existentes, puede visitar el siguiente a siguiente dirección web:
<https://www.youtube.com/watch?v=za-nxN1QCrk>

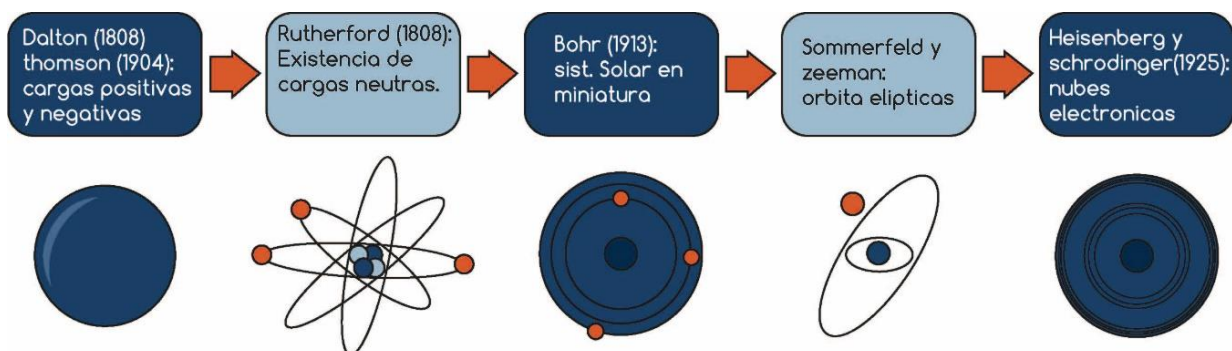
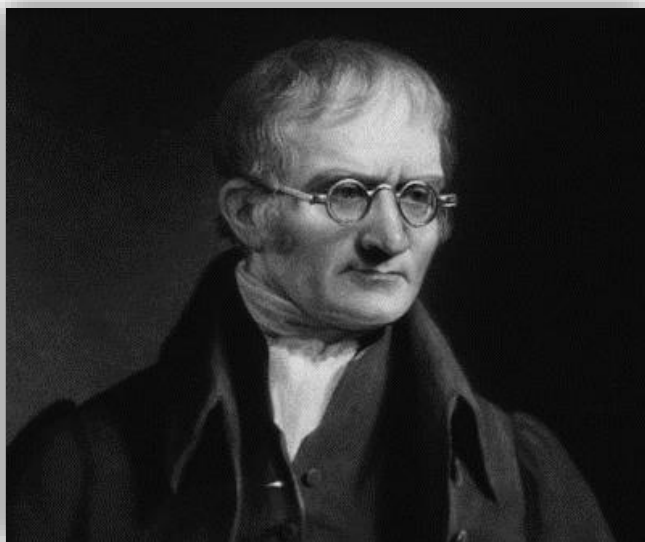


Figura 9 Modelos atómicos (elaboración propia)



John Dalton

- “La materia está formada por partículas esféricas indivisibles (átomos)”
- Es indispensable un número específico de dichos átomos para esa materia.
- Los átomos no cambian cuando se produce una reacción química, solo se reordenan.

J.J Thomson

- Los átomos son divisibles, ya que los electrones son partículas que forman parte de los átomos.
- Hay partículas con carga negativa llamadas electrones.
- La materia debe ser eléctricamente neutra.
- Masa fluida de baja densidad con carga positiva, en la que se hallaban incrustados los electrones.





Rutherford

- La mayor parte de la masa y toda la carga positiva del átomo: **núcleo.**
- Fuera del núcleo debe haber un **número de electrones igual al número de unidades de carga nuclear.**
- Todos los núcleos de **los átomos de un elemento tienen la misma carga eléctrica.**
- La carga nuclear es un múltiplo entero de valor de la carga del electrón.
- La carga nuclear de un átomo es igual al número atómico químico.

Bohr

Un modelo acertado no solo debía explicar la evidente estabilidad de los átomos, también debía poder describir como emitían luz los átomos.

Determino que las propiedades químicas vendrían fuertemente determinadas por la organización de los electrones en las orbitas.



Métodos de separación

En muchas ocasiones encontramos mezclas homogéneas y heterogéneas cuyos componentes necesitamos separar sin alterar la naturaleza de las sustancias puras. En ambos casos, recurriremos a procedimientos físicos.

Los métodos de separación de componentes de una mezcla más usados son:

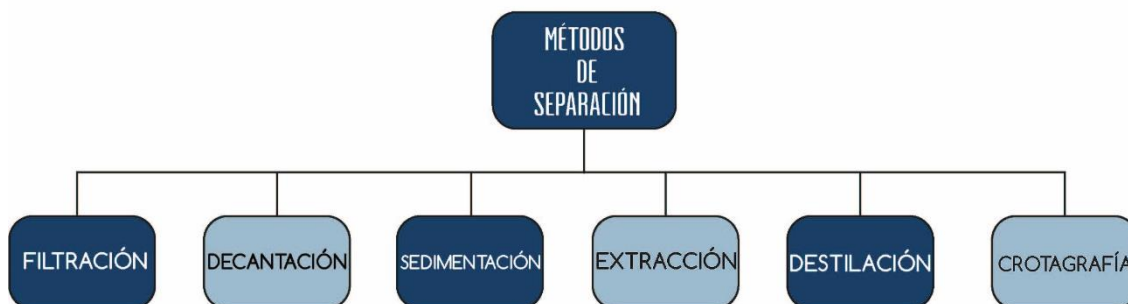


Diagrama 2 Métodos de separación

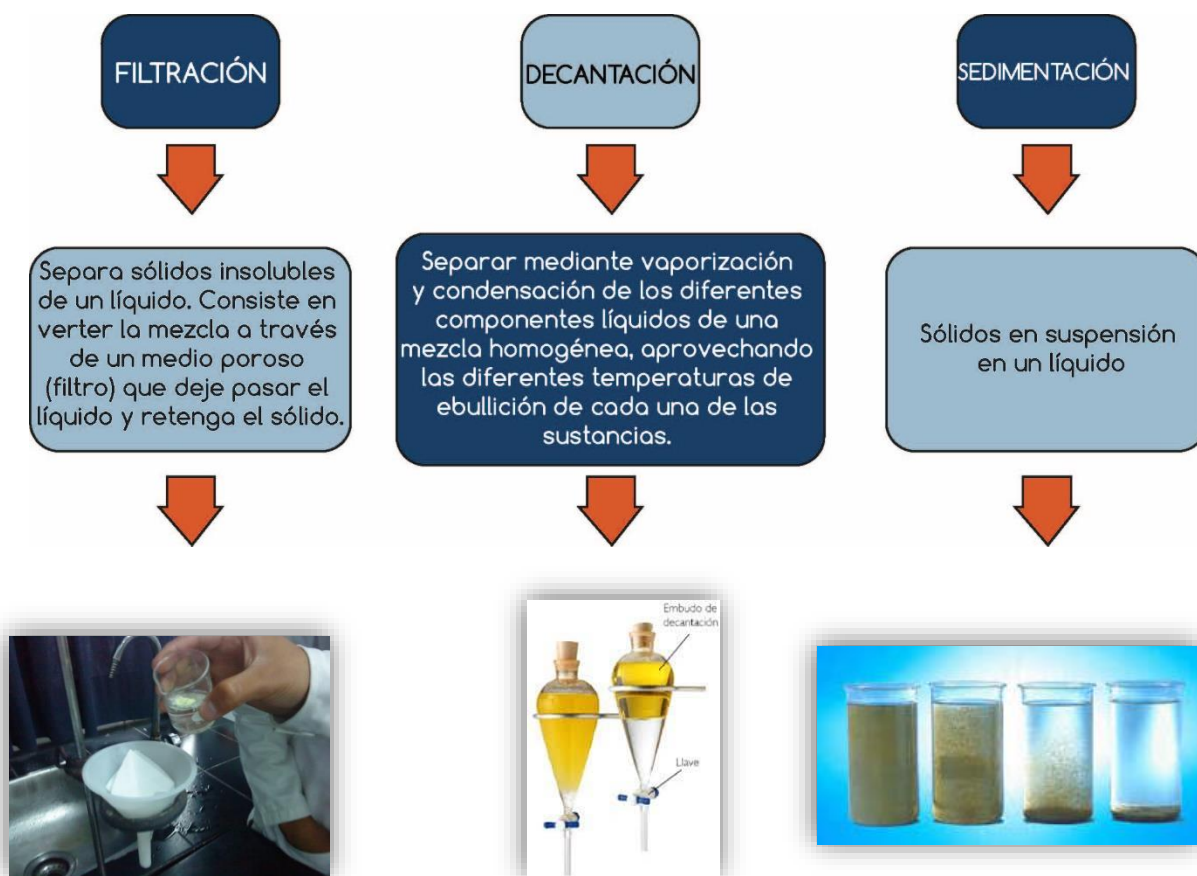


Diagrama 3 Métodos de separación (Filtración, decantación y sedimentación).

Enlace químico

Se llama enlace químico a la interacción entre dos o más átomos que se unen para formar una molécula estable.

Los átomos tienden a perder, ganar o compartir electrones buscando mayor estabilidad, es decir, la molécula formada representa un estado de menor energía que los átomos aislados.

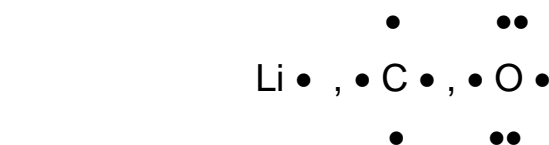
En general, cuando se unen dos elementos representativos, tienden ambos a completar su octeto (8 electrones en su última capa), adquiriendo configuración electrónica de gas noble (s^2p^6), distribución electrónica de máxima estabilidad.

A los elementos de transición no les resulta fácil alcanzar esa estructura, debido a los orbitales d, incompletos, habrían de eliminarse o captarse un número excesivo de electrones.

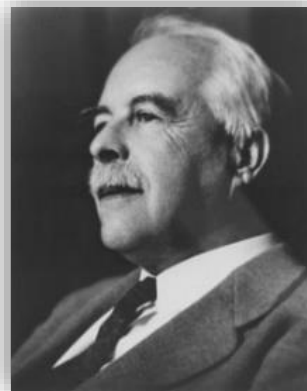
Estos elementos, al formar el enlace, alcanzan otras configuraciones de especial estabilidad, como por ejemplo las configuraciones electrónicas con orbitales d semi llenos o completos (d^5 o d^{10}).

Para describir el enlace se utilizan los símbolos ideados por **Lewis**:

Se escribe el símbolo del elemento, rodeado de tantos puntos como electrones tiene en su última capa (capa de valencia).



Hidrógeno	H^\bullet	H^\bullet
Carbono	$\bullet\ddot{\text{C}}\bullet$	$\bullet\ddot{\text{C}}\bullet$
Agua	$\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$
Etileno	$\begin{array}{cc}\text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{C} & : & \text{C} \\ & \\ \text{H} & \text{H}\end{array}$	$\begin{array}{cc}\text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{C} & = & \text{C} \\ & \\ \text{H} & \text{H}\end{array}$
Acetileno	$\text{H}:\text{C}:::\text{C}:\text{H}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$



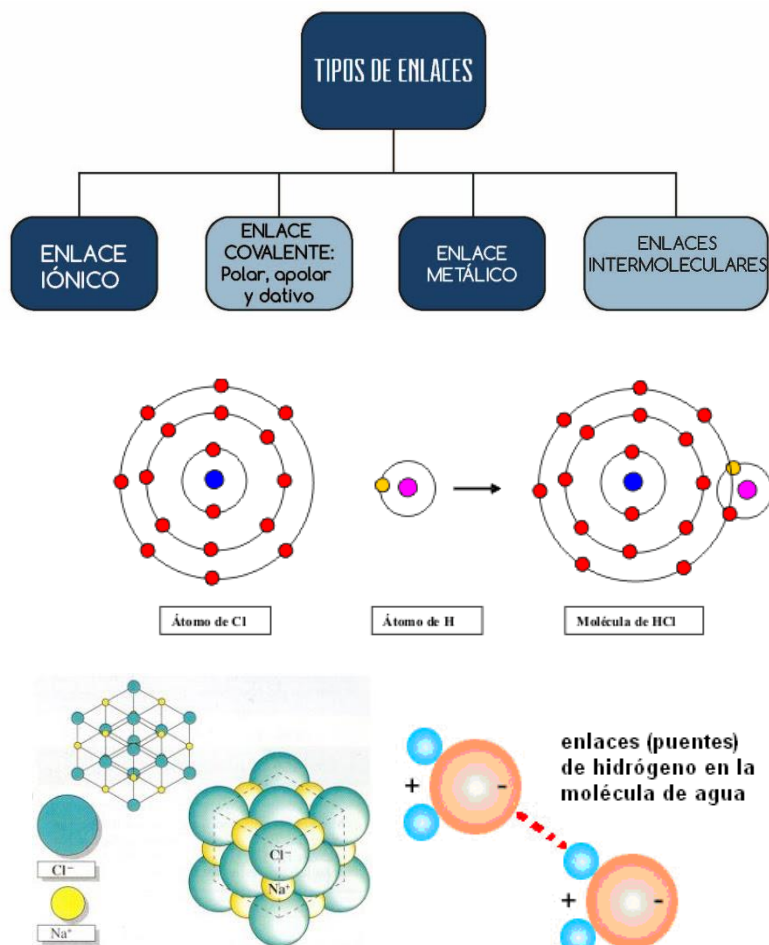
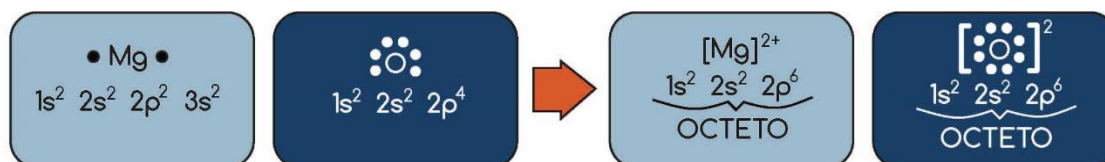


Diagrama 4 Tipos de enlaces

El enlace iónico se establece por cesión de electrones (uno o más) de un átomo metálico (baja EN, tendencia a ceder electrones) a un átomo no metálico (EN elevada, tendencia a captar electrones).

El átomo metálico se convierte así en un catión y el no metálico en un anión.

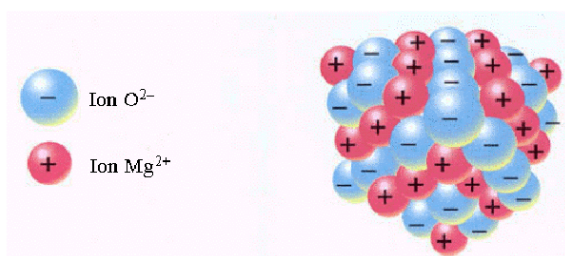
Estos iones quedan unidos por fuerzas de atracción electrostática.



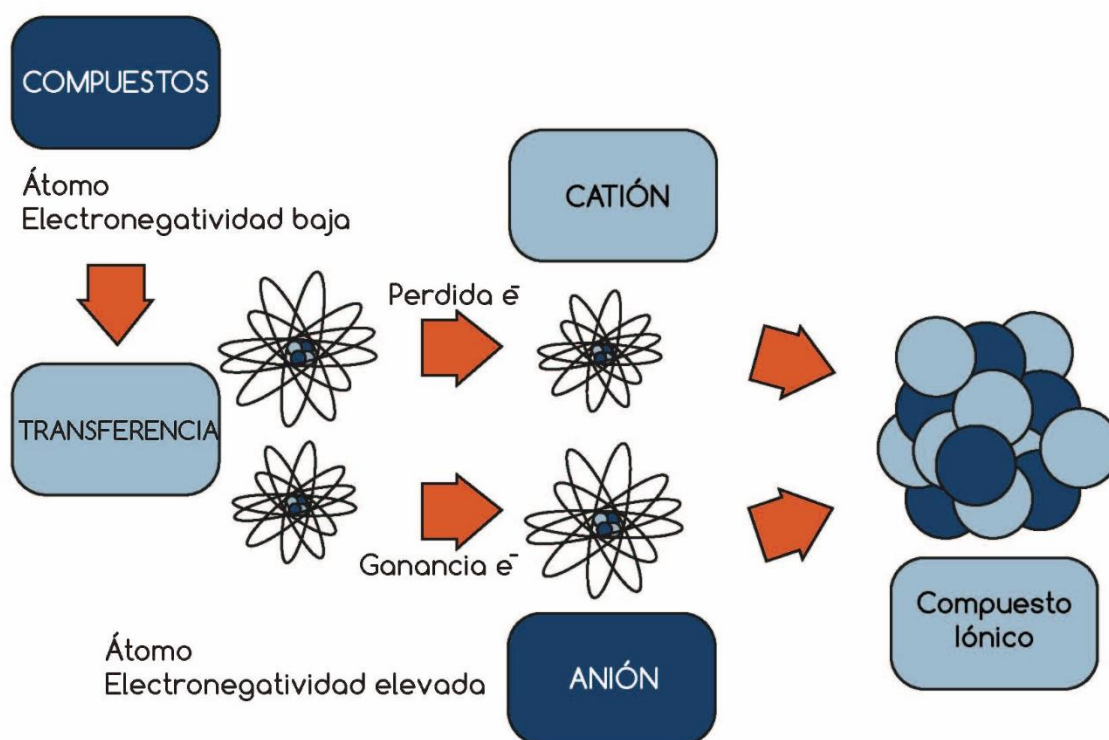
En la mayoría de los casos, el número de electrones ganados o perdidos es tal que cada uno de los iones resultantes adquiere la configuración electrónica de gas noble, es decir completa su octeto.

Los compuestos iónicos no están formados por parejas de iones o asociaciones sencillas de éstos.

Cada ión se rodea de iones de carga opuesta.



Las fuerzas que crea un ion actúan en todas direcciones, de modo que cada ion positivo atrae a todos los iones negativos vecinos, rodeándose del mayor número de ellos posible, y viceversa.



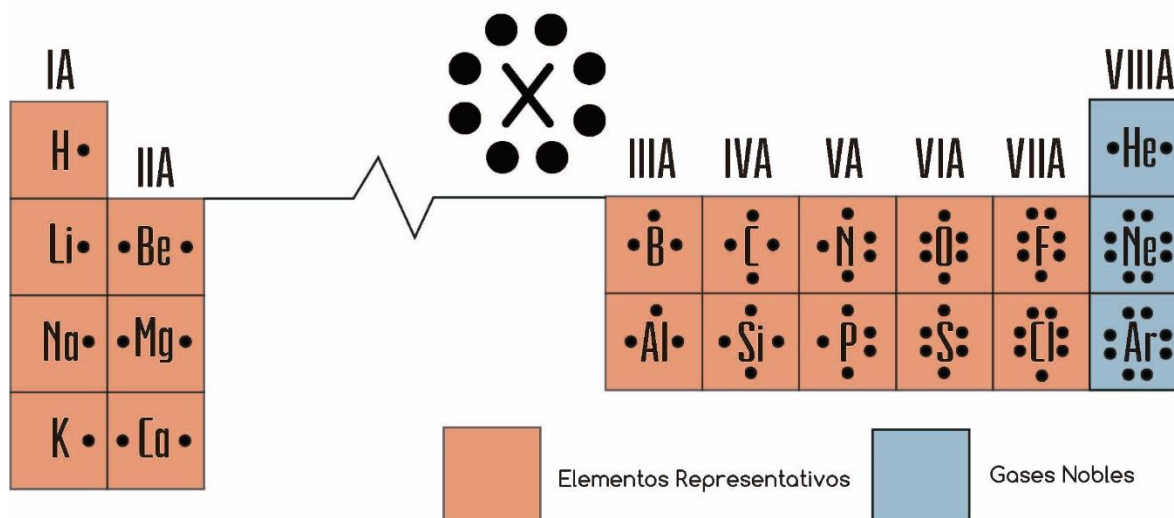
Estructura de Lewis

Los electrones de valencia son los últimos electrones de un orbital en un átomo, que son los causantes de los enlaces químicos.

Grupo	e- Configuración	# de valencia
1A	ns^1	1
2A	ns^2	2
3A	ns^2np^1	3
4A	ns^2np^2	4
5A	ns^2np^3	5
6A	ns^2np^3	6
7A	Ns^2np^5	7

Símbolos de Lewis:

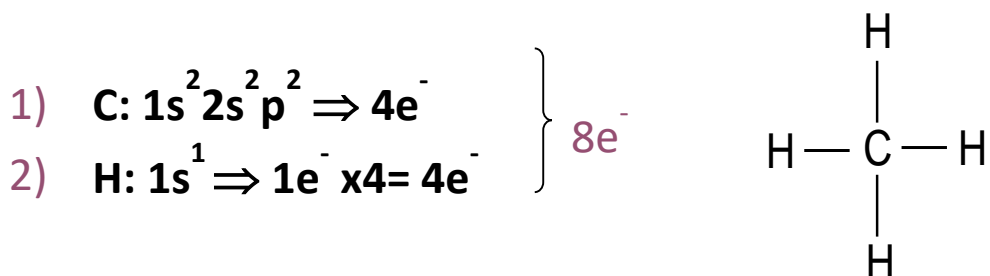
Son una representación gráfica para comprender **donde están los electrones en un átomo**, colocando **los electrones de valencia como puntos alrededor del símbolo del elemento**:



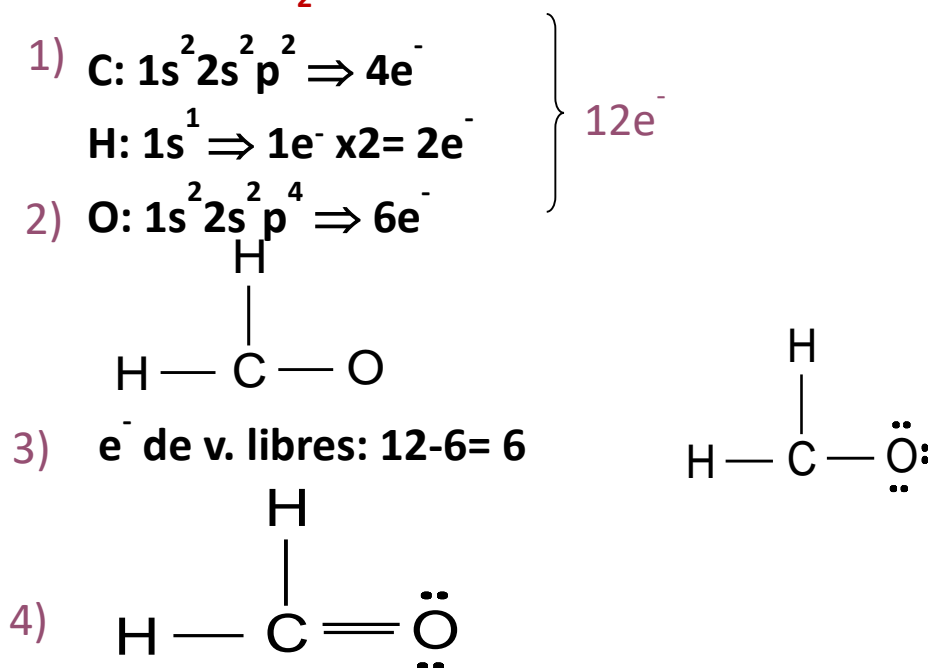
Cómo se dibujan las estructuras de Lewis

1. Se suman los e^- de valencia de los átomos presentes en la molécula. Para un anión poli atómico se le añade un e^- más por cada carga negativa y para un catión se restan tantos electrones como cargas positivas.
2. Se dibuja una estructura esquemática con los símbolos atómicos unidos mediante enlaces sencillos.
3. Se calcula el n^0 de e^- de valencia que quedan disponibles.
4. Se distribuyen los e^- de forma que se complete un octeto para cada átomo.

Ejemplo 1: CH_4

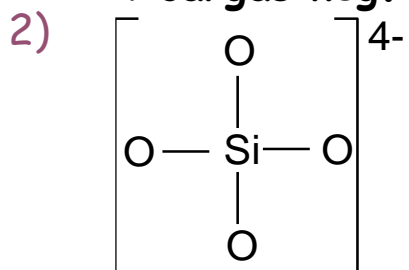


Ejemplo 2: H_2CO

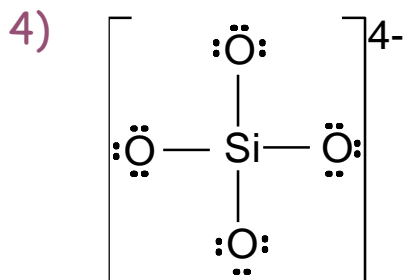


Ejemplo 3: SiO_4^{-4}

$$\left. \begin{array}{l} 1) \text{ Si: } 3s^2 p^2 \Rightarrow 4e^- \\ \text{O: } 2s^2 p^4 \Rightarrow 6e^- \times 4 = 24 \\ + 4 \text{ cargas neg. } (4e^-) \end{array} \right\} 32 e^-$$

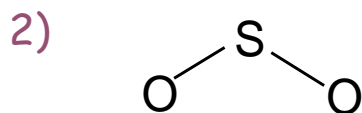


$$3) e^- \text{ de v. libres: } 32 - 8 = 24$$

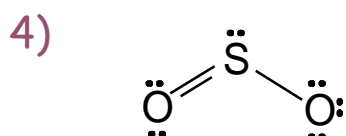
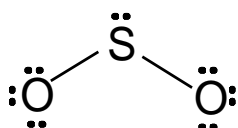


Ejemplo 4: SO_2

$$\left. \begin{array}{l} 1) \text{ S: } 3s^2 p^4 \Rightarrow 6e^- \\ \text{O: } 2s^2 p^4 \Rightarrow 6e^- \times 2 = 12 \end{array} \right\} 18 e^-$$

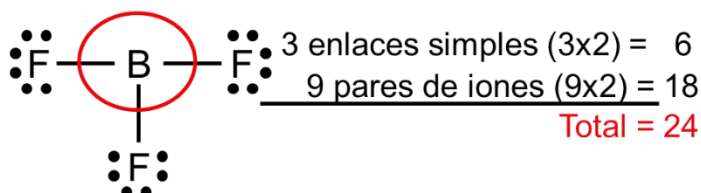
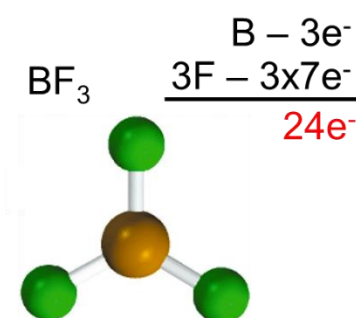
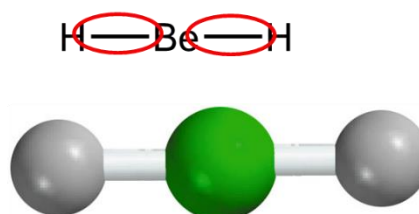
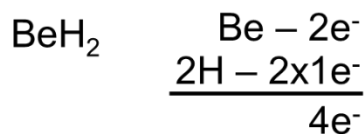


$$3) e^- \text{ de v. libres: } 18 - 4 = 14$$

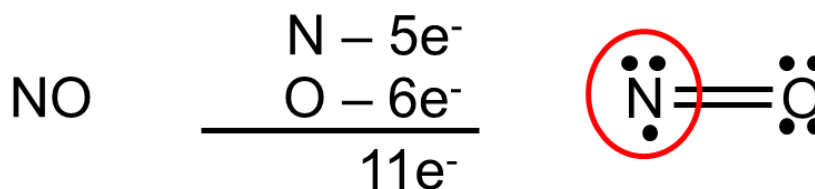


Excepciones de la regla del octeto

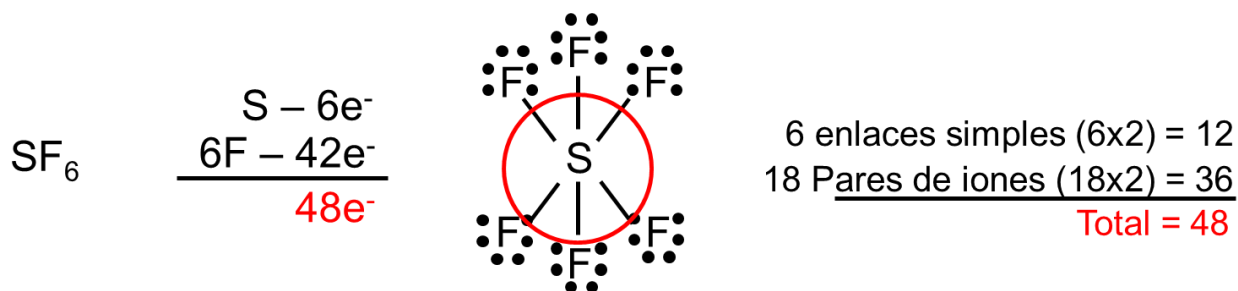
Octeto incompleto, átomos de los grupos 2 y 3 (familias IIA y IIIA).



Estructuras con electrones impares



El octeto expandido (un átomo central con un número cuántico $n > 2$, elementos que pertenecen a los periodos 3, 4, 5, 6 o mayores).



Una **estructura resonante** ocurre cuando dos o más estructuras de Lewis para una misma molécula no pueden ser representadas gráficamente por una sola estructura de Lewis.

De las estructuras posibles, aquella cuya carga formal sea menor, es la más razonable.

$$\text{Carga formal} = (\# \text{ de } e^- \text{ de valencia}) - \frac{1}{2}(\# \text{ de } e^- \text{ compartidos}) - (\# \text{ de } e^- \text{ no compartidos})$$

Enlace Covalente

El enlace covalente se establece por compartición de uno o más pares de electrones entre dos átomos de elementos no metálicos (elevada electronegatividad)

En la mayoría de los casos, cada átomo adquiere la configuración electrónica de gas noble (octeto completo).

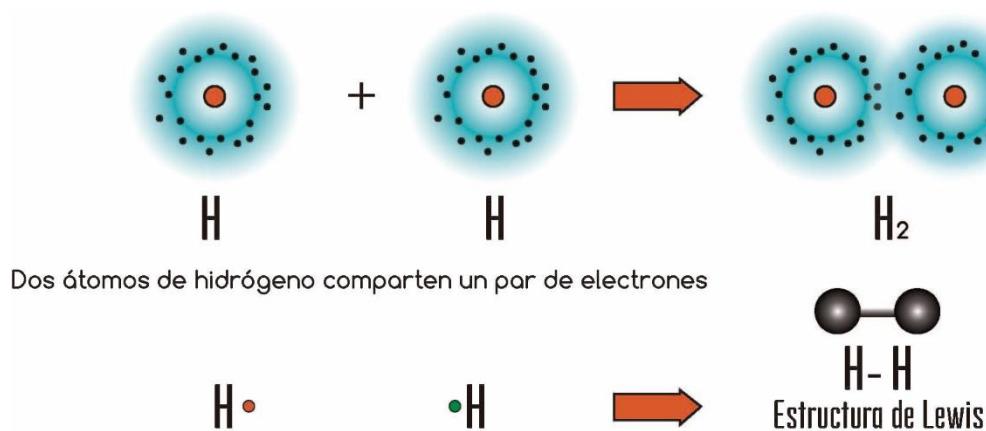


Figura 10 Ejemplo de estructura de Lewis

Molécula de flúor

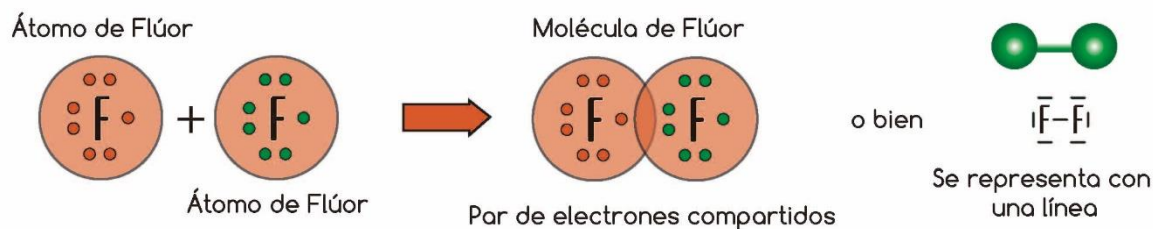


Figura 11 Ejemplo de enlace covalente (molécula de flúor)

Molécula de amoníaco

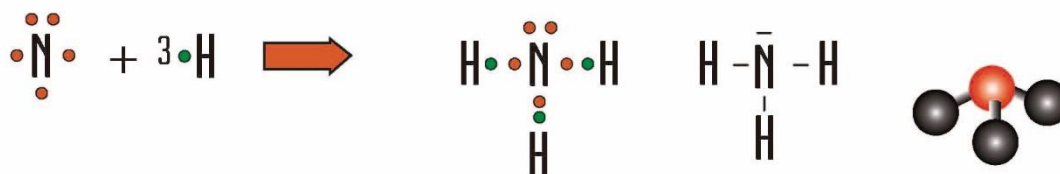


Figura 12 Ejemplo de enlace covalente (molécula de amoníaco)

Molécula de agua

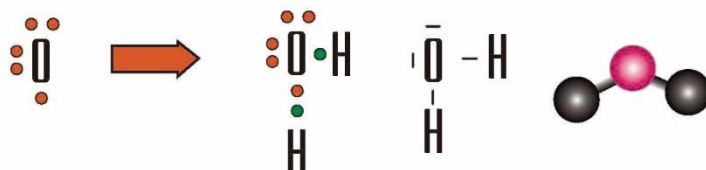


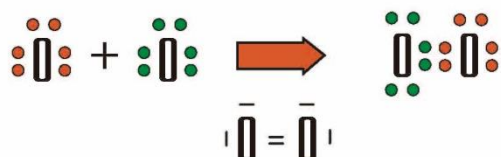
Figura 13 Ejemplo de enlace covalente (molécula de agua)

Si los átomos comparten:

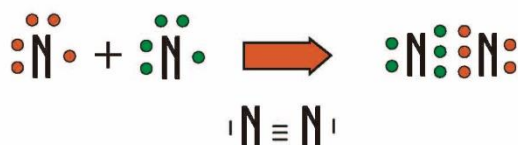
<p>Un par de electrones • Enlace Covalente sencillo</p>	<p>Dos pares de electrones • Enlace Covalente doble</p>	<p>Tres pares de electrones • Enlace Covalente triple</p>
---	---	---

Ejemplo:

Molécula de Oxígeno

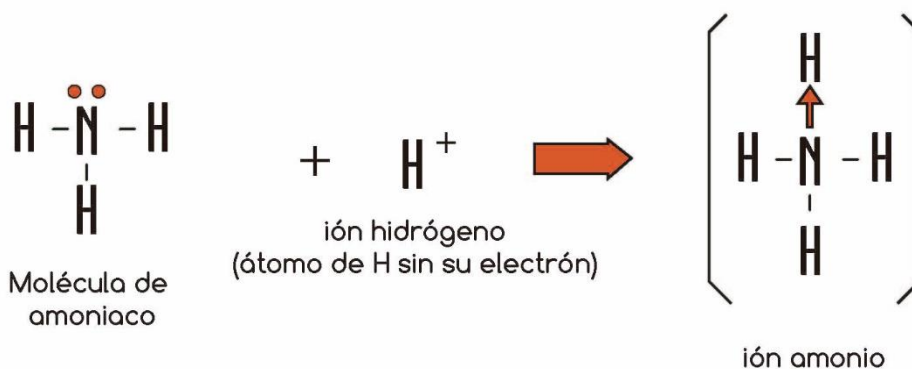


Molécula de Nitrógeno



Enlace Covalente Coordinado o Dativo

Se establece cuando el par de electrones compartido, es aportado por uno de los átomos que interviene en el enlace (dador). El otro átomo (aceptor) aporta un hueco electrónico (orbital vacío donde caben dos electrones).



El enlace coordinado o dativo se representa mediante una flecha

Enlace Covalente No polar y Polar

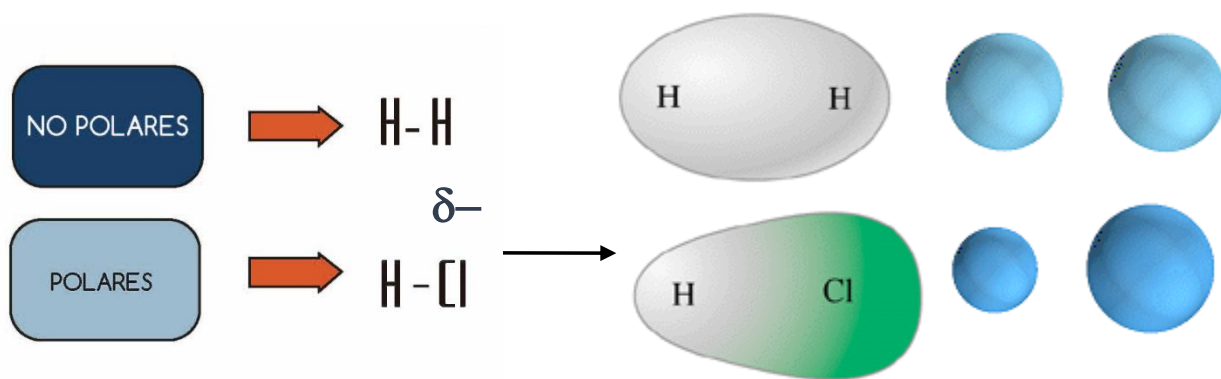
No polares (apolares)

Se presentan cuando el par o pares de electrones son compartidos por átomos iguales (igual electronegatividad), entonces el par o pares de electrones compartidos son igualmente atraídos por ambos átomos y los electrones están a igual distancia de ambos átomos.

Polares

Se presentan cuando el par o pares de electrones son compartidos por átomos diferentes (distinta electronegatividad), entonces el átomo más electronegativo atrae hacia sí con mayor intensidad los electrones compartidos, produciéndose cierta asimetría en la distribución de las cargas en la molécula formada, que posee un polo + y uno -, constituye un dipolo eléctrico

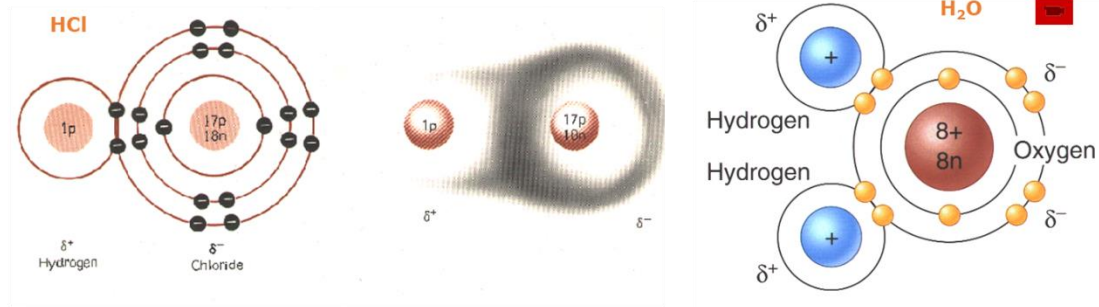
No polares. Existe una distribución simétrica de los electrones.



Polares. El grado de polaridad de un enlace covalente está relacionado con la diferencia de electronegatividad de los átomos unidos.

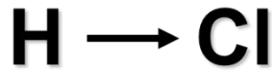
Figura 14 Enlaces Polares y No polares

Enlace Covalente Polar



Carga positiva pequeña
Menor electronegatividad

δ^+



δ^-

Carga negativa pequeña
Mayor electronegatividad

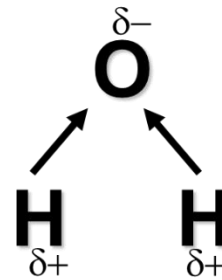


Figura 15 Enlace covalente polar

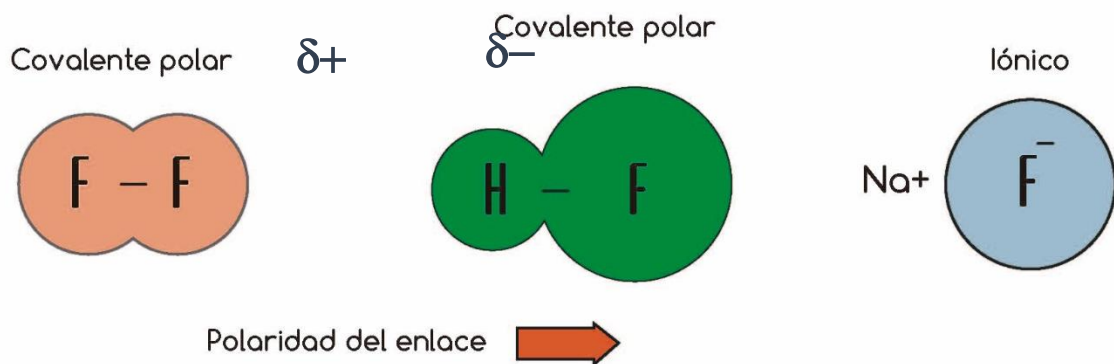
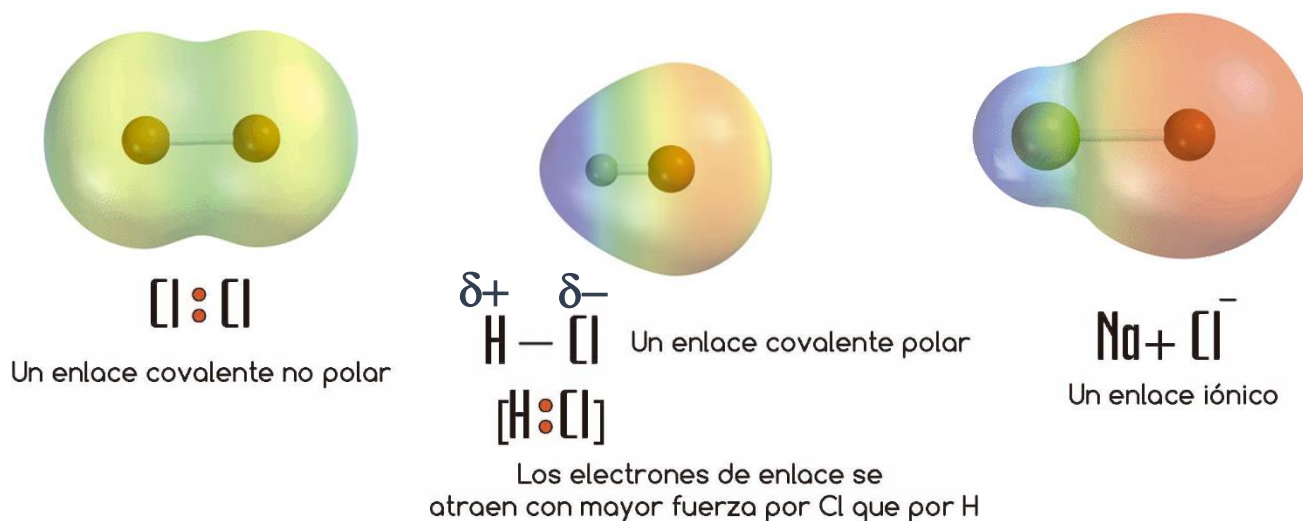


Figura 16 Diferentes tipos de enlaces

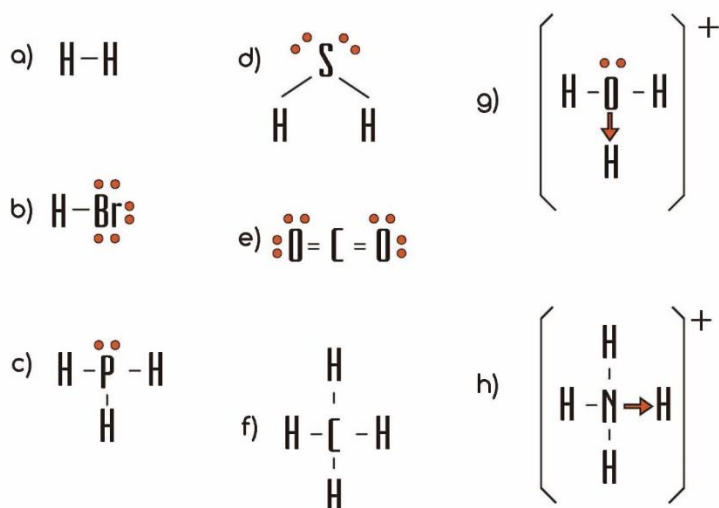
En un enlace covalente entre dos átomos de diferente electronegatividad, el par de electrones compartido es atraído más fuertemente por el átomo más electronegativo. La molécula que se forma de esa forma es llamada dipolo eléctrico.



Ejemplos de enlace covalente

Representar las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas:

a) H_2 b) HBr c) PH_3 d) H_2S e) CO_2 f) CH_4 g) H_3O^+ h) NH_4^+



Reacciones químicas

Las reacciones químicas son cambios químicos, en ellas unas sustancias desaparecen y se transforman en otras distintas.

Transformaciones físicas y químicas

En la naturaleza se producen gran variedad de cambios, como la dilatación de un metal, los cambios de estado del agua, la oxidación de algunos metales, el movimiento de los coches.

Cambios físicos

Las sustancias mantienen su naturaleza y sus propiedades esenciales, es decir, siguen siendo las mismas sustancias.

Ejemplos:

Un balón de basketbol en movimiento sigue siendo un balón.



Figura 18 Ejemplo balón de basketbol

Figura 17 Ejemplo de botella rota



Una botella rota sigue siendo se vidrio.

La mantequilla al derretirse sigue siendo mantequilla.



Figura 19 Ejemplo de mantequilla.

Cambios químicos

Las sustancias cambian su naturaleza, se transforman en otras distintas, que tienen propiedades diferentes.



Figura 20 Ejemplo de cambio químico en metales (herrumbre)

La ceniza que se crea en la hoguera es una sustancia distinta a la madera.



Figura 21 Ejemplo de cambio químico en madera.



Figura 22 Cambio químico en la naturaleza.

En la fotosíntesis, las plantas producen oxígeno y nutrientes a partir de dióxido de carbono y agua.

Teoría de las colisiones. Estado de transición

Una reacción química supone la ruptura de ciertos enlaces de las moléculas de reactivos y la formación de otros nuevos, para dar lugar a las moléculas de productos.

Para que se produzca una reacción química es necesario:

- Que los átomos o moléculas posean la energía cinética suficiente para que al chocar puedan romperse los enlaces de los reactivos (**energía de activación**).
- Que el choque posea la orientación adecuada para que puedan formarse los enlaces nuevos.

Las reacciones químicas se producen por los choques eficaces entre las moléculas de reactivos.

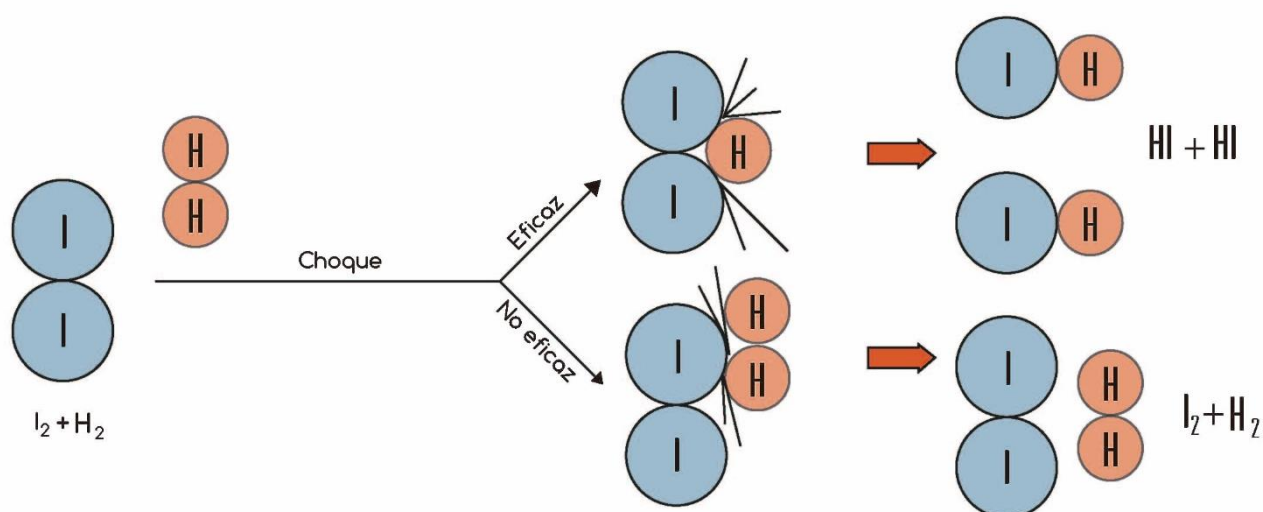
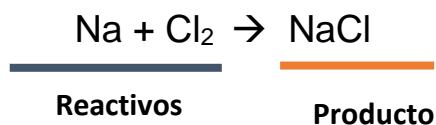


Figura 23 Teoría de colisiones

Ejemplo: formación de cloruro de sodio.





En esta reacción química, se rompen los enlaces del sodio y del cloro, y se forman nuevos enlaces que originan las moléculas de cloruro de sodio como producto.

Cuando se introduce un trozo de sodio caliente en el interior de un frasco que contiene gas cloro, se produce una violenta reacción en la que se forma una sustancia nueva, el cloruro de sodio.

Teoría de las reacciones químicas

Todas las reacciones químicas pasan por un estado de transición de máxima energía, denominado complejo activado (complejo de transición) que es un agregado constituido por las moléculas reaccionantes y en el que algunos de los enlaces primitivos se han relajado (o incluso roto) y se han empezado a formar nuevos enlaces. Es un estado intermedio, de transición, en una reacción química que posee gran energía, tiene acumulada toda la energía cinética de las moléculas reaccionantes y por ello es muy inestable y se descompone inmediatamente originando los productos de reacción.

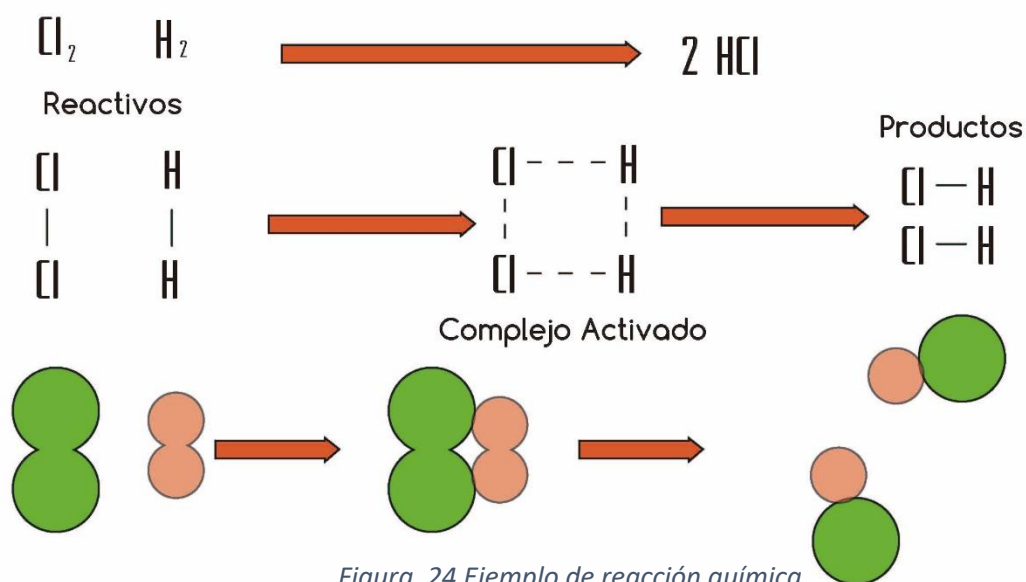


Figura 24 Ejemplo de reacción química

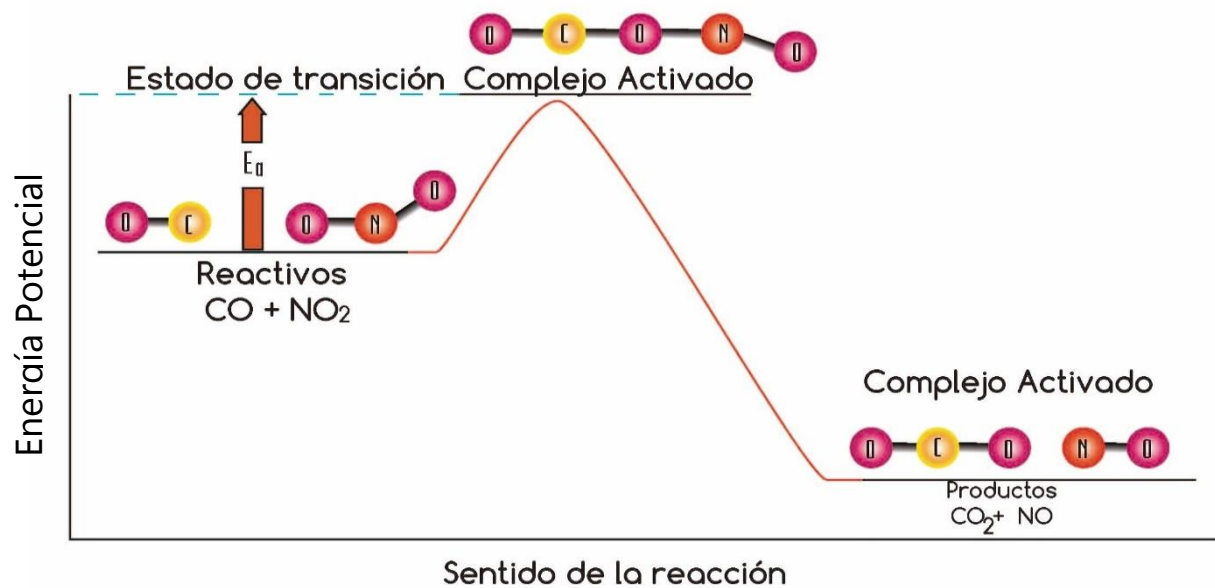


Figura 25 Comportamiento de las reacciones.



Figura 27 eficaz. Las moléculas chocan con la orientación adecuada.

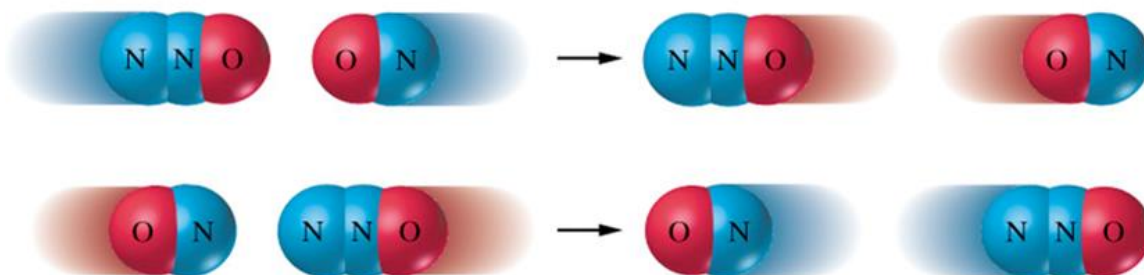


Figura 28 Choque no eficaz. Las moléculas no tienen la orientación correcta

Velocidad de las Reacciones Químicas

La velocidad de una reacción es la cantidad de sustancia formada o transformada por unidad de tiempo. No todas las reacciones transcurren con la misma velocidad. Algunas reacciones químicas se producen de forma casi instantánea y otras transcurren lentamente. Por ejemplo, las explosiones y detonaciones son tan rápidas que resulta muy difícil medir su velocidad, sin embargo, el cemento necesita varios días para fraguar, es decir, para endurecer, es una reacción lenta.



Los factores que determinan la velocidad de reacción son:



Para que se forme el complejo activado, es necesario que las moléculas choquen.

Pero puede ocurrir que dos moléculas choquen entre sí y no se produzca reacción alguna, entonces se dice que el choque no es eficaz o efectivo.

Para que un choque entre moléculas sea eficaz o efectivo es necesario que cumpla dos condiciones:

- Que las moléculas al chocar lo hagan con la orientación adecuada para que se puedan romper los enlaces moleculares
- Que las moléculas tengan energía cinética suficiente para romper o debilitar adecuadamente sus enlaces, es decir, para poder formar el complejo activado. Estas moléculas se llaman activadas.

La energía cinética de las moléculas, aumenta al hacerlo la temperatura.

Se denomina energía de activación a la energía que necesitan los reactivos para que puedan formar el complejo activado.

Cuando se cumplen estas condiciones se verifica la reacción entre las moléculas.

En todas las reacciones químicas se produce un intercambio energético con el medio (normalmente en forma de calor) debido a que la energía es almacenada en los enlaces de reactivos es distinta a la almacenada en los enlaces de los productos de reacción:

$$E_{\text{REACCIÓN}} = E_{\text{PRODUCTOS}} - E_{\text{REACTIVOS}}$$



Figura 29 Energía de las moléculas

Si en la reacción se desprende calor ésta se denomina “**exotérmica**” y si se consume calor se denomina “**endotérmica**”.

Tipos de reacciones

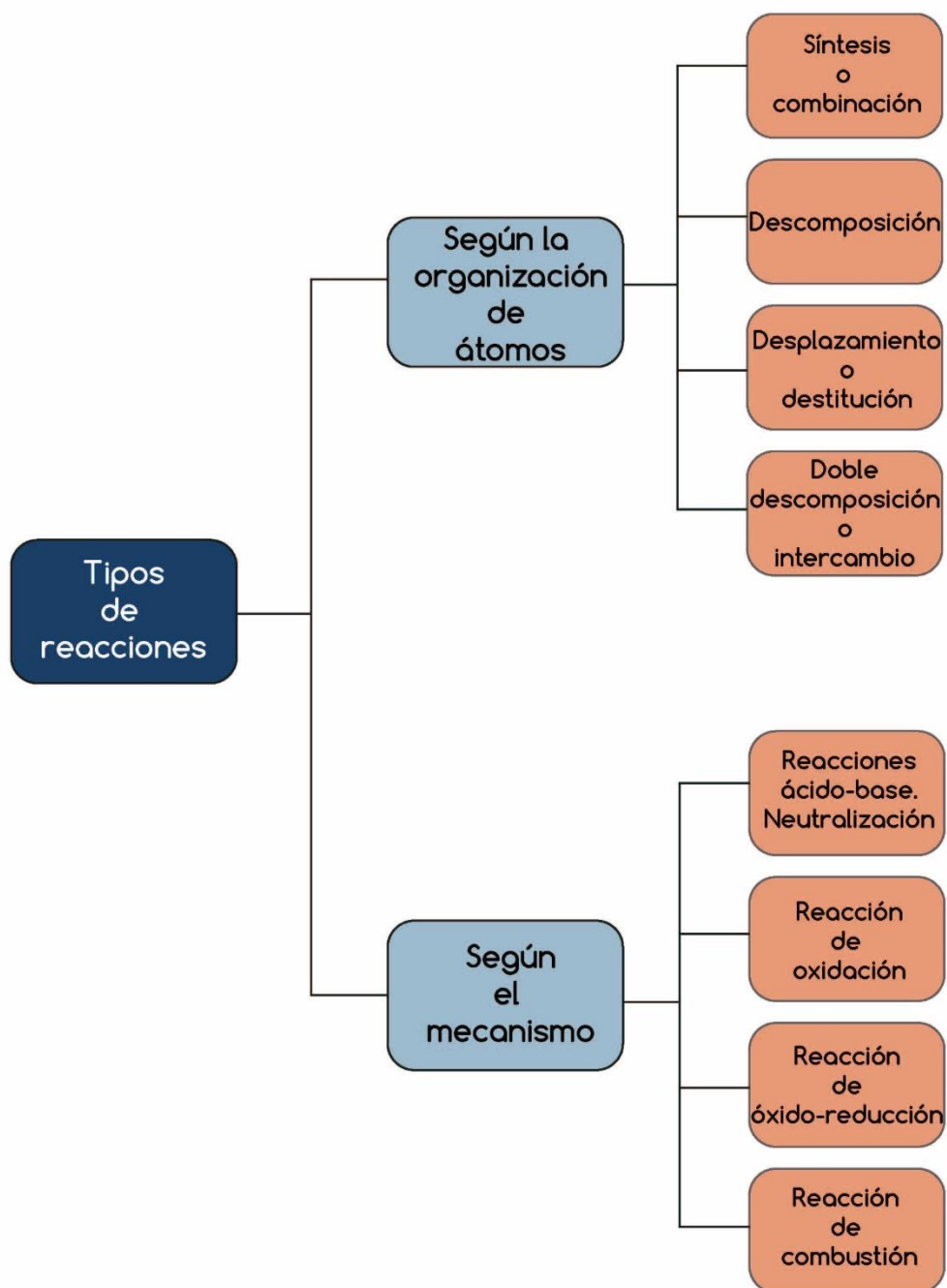


Figura 30 Clasificación de las reacciones

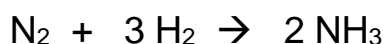
Síntesis o Combinación

Las **Reacciones de Combinación** o **Reacciones de Síntesis** son aquellas en las que **dos sustancias se unen para formar un único producto**. En esta reacción los átomos de los reactivos se reagrupan para dar lugar el producto según la fórmula:



donde **A** y **B** representan dos sustancias químicas cualesquiera.

Las reacciones entre dos no metales dan compuestos covalentes:



Las reacciones entre un no metal y un metal dan sales:



Las reacciones entre un elemento y oxígeno producen óxidos:

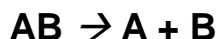


Las reacciones entre un óxido y agua producen hidróxidos:



Descomposición

Ocurre cuando una sustancia se descompone formando dos o más simples.

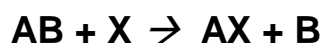


Ejemplo:

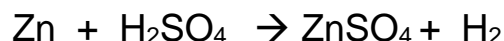


Desplazamiento o sustitución

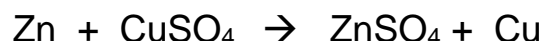
Uno de los elementos de un compuesto es sustituido por otro elemento.



Algunos metales reaccionan con ciertos ácidos, reemplazando el hidrógeno y formando la sal correspondiente:

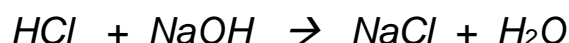
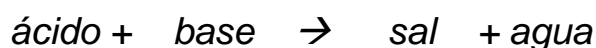
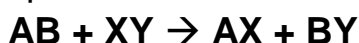


Un metal puede ser desplazado de sus sales por otro metal más activo:



Doble descomposición o intercambio

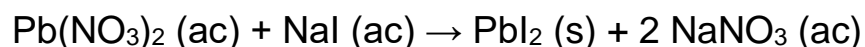
Este tipo de reacciones equivalen a una doble sustitución.



Reacciones de doble desplazamiento.

Particularmente comunes para reacciones iónicas en solución; se intercambian átomos o grupos atómicos para dar una sal insoluble.

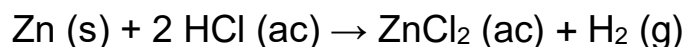
Ejemplo: precipitación del yoduro de plomo.



Reacciones de oxidación y reducción, o reacción redox.

Ocurren cuando algunos átomos experimentan un aumento en su estado de oxidación, proceso denominado **oxidación** y otros experimentan una disminución en su estado de oxidación, denominada **reducción**.

Ejemplo: reacción de un metal con un ácido.

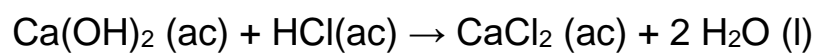


El magnesio aumenta su número de oxidación de 0 a +2 y por lo tanto se oxida, a su vez el hidrógeno del ácido disminuye su número de oxidación de +1 a 0, es decir se reduce. El Mg es el agente reductor y el HCl es el agente oxidante.

Reacciones de neutralización o ácido-base

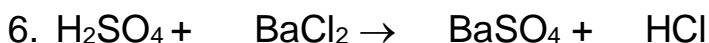
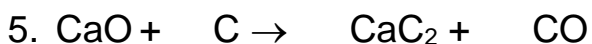
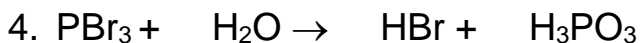
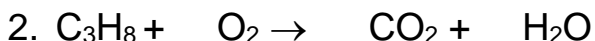
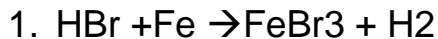
Cuando reacciona un ácido con una base para formar agua más un compuesto iónico llamado sal.

Ejemplo:

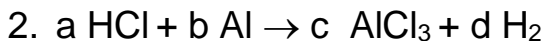
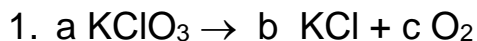


Ejercicios de reacciones químicas

Ajustar la siguiente reacción:



Ajusta las siguientes ecuaciones químicas por el método algebraico:



Cálculos

Ejercicio: Se tratan 40 g de óxido de aluminio, con suficiente disolución de ácido sulfúrico en agua para que reaccione todo el óxido de aluminio y se forme sulfato de aluminio y agua. Calcula los moles del ácido que se necesitan y la masa de sulfato que se forma.

Datos (u):

$\text{Mat}(\text{Al}) = 27$, $\text{Mat}(\text{S}) = 32$, $\text{Mat}(\text{O}) = 16$, $\text{Mat}(\text{H}) = 1$

Preguntas

1. ¿Qué condiciones energéticas han de cumplirse para que se pueda afirmar que se ha originado un enlace?
2. ¿Cuál será la electrovalencia del Al, Br, Ne?
3. ¿Qué tipo de compuesto formarán el flúor($Z = 9$) y el calcio ($Z = 20$)? ¿Cuál será la fórmula de dicho compuesto?
4. Ordenar de mayor a menor energía reticular los siguientes compuestos: CaO, KF, CaS y KI.
5. El cloruro de hierro(III) funde a 282°C y el cloruro potásico a 776°C . ¿Cuál de estos compuestos tendrá mayor carácter iónico?
6. Razonar la veracidad o falsedad de la siguiente afirmación: "El cloruro sódico puro no es conductor de la electricidad".
7. Concepto de enlace iónico: procesos de formación de iones, naturaleza de la interacción y expresión de la energía reticular. Defina las magnitudes utilizadas.
8. El nitrógeno y el fósforo pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica; sin embargo, existe el PCl_5 y no el NCl_5 . Razónese este hecho.
9. Concepto de orden de enlace. Aplíquelo a las moléculas de nitrógeno, oxígeno y flúor y comente su relación con las energías de enlace respectivas.
10. Explica la estructura del cloro, mediante las teorías de enlace de valencia y de orbitales moleculares, calcula su orden de enlace y determina si tiene o no propiedades magnéticas.
11. Dadas las moléculas: tricloruro de boro, amoníaco, dihidruro de berilio, indicar razonadamente: Forma geométrica, Polaridad, Hibridación del átomo central, número de electrones sin compartir del átomo central.

Ejercicios para el módulo: Enlace químico

- 1) Dibujar los diagramas de Lewis que expresen los enlaces en los siguientes compuestos:
 - a) SiH_4
 - b) BaF_2
 - c) H_2SO_4
- 2) Representar gráficamente las moléculas de cloruro de bromo BrCl y dióxido de carbono CO_2 . Mencionar en cada caso el tipo de polaridad que presenta.
- 3) Cuantos electrones se encuentran en el nivel energético más externo de cada uno de los siguientes elementos:
 - a) Mg
 - b) Al
 - c) Pb
 - d) Br
 - e) K
 - f) P
 - g) Li
- 4) Cuantos electrones son necesarios para que los siguientes átomos cumplan la ley del octeto:
 - a) Mg
 - b) O
 - c) H
 - d) S
 - e) Br

5) Para las siguientes formulas mencionar la clase de polaridad que presenta cada molécula y por qué. Elaborar los diagramas de cada una:

a) CO

b) H₂O

c) Cl₂

C	O	N	F	I	G	U	R	A	C	I	O	N	E	L	E	C	T	R	O	N	I	C	A
E	P	O	S	Y	Y	I	B	I	C	S	V	B	N	Q	U	I	M	I	V	A	T	R	S
D	L	G	G	S	F	S	O	T	N	E	M	E	L	E	F	F	J	S	A	G	G	I	P
E	S	E	G	D	E	L	O	E	P	C	F	D	A	Q	F	U	Z	B	C	D	P	J	O
E	X	C	C	E	T	C	O	Y	P	F	I	E	C	U	I	N	C	C	N	O	D	G	L
D	O	E	H	T	J	S	A	B	C	P	M	E	E	I	M	E	C	C	L	D	O	V	F
T	C	Q	D	J	R	D	I	A	N	U	A	D	Q	K	A	R	O	A	D	V	S	E	C
R	I	U	E	J	J	O	I	M	A	K	N	T	U	F	N	A	R	X	I	S	P	R	V
U	L	I	E	I	G	J	N	L	N	K	E	R	I	G	E	I	O	T	S	E	H	L	X
G	A	M	D	F	F	S	F	E	E	K	L	H	M	D	L	D	I	R	D	T	D	A	D
U	T	I	T	P	D	S	D	E	G	F	I	F	I	D	I	S	S	S	R	U	B	D	E
F	E	C	R	U	F	I	E	N	A	A	O	D	C	S	O	A	A	D	W	I	A	E	T
S	M	O	F	K	G	F	E	A	T	G	T	N	O	P	O	L	A	R	H	F	C	F	N
J	E	S	A	B	C	P	D	M	I	H	H	I	G	S	M	R	A	P	W	S	I	Q	E
H	C	E	T	C	O	U	T	E	V	A	B	C	V	G	A	R	I	O	R	E	D	U	L
F	A	D	A	D	H	K	R	N	O	S	A	B	C	I	N	A	R	L	P	R	O	I	A
I	L	E	C	T	R	O	N	E	S	D	E	V	A	F	D	G	A	D	G	G	I	L	V
E	N	L	A	C	E	I	O	N	I	C	O	R	T	P	A	A	S	D	H	J	R	O	O
I	E	D	F	G	D	E	L	O	E	P	C	S	G	U	I	G	D	E	L	O	E	P	C
G	D	E	L	O	E	P	C	A	S	D	D	G	P	K	D	O	N	Z	A	P	P	V	E
E	L	E	C	T	R	O	N	E	S	D	E	V	A	L	E	N	C	I	A	Ñ	A	C	C
D	A	I	A	N	Y	D	H	E	H	S	A	B	C	D	E	G	J	S	O	A	L	F	A
O	B	B	A	L	O	P	O	T	E	T	C	O	L	E	D	Y	E	L	A	F	B	B	L
G	G	M	H	F	T	H	I	P	K	R	F	H	U	T	T	S	S	D	F	H	A	R	N
Q	U	I	M	U	N	V	S	I	W	E	L	E	D	A	R	U	T	C	U	R	T	S	E

Sustancias

Buscar en la sopa de letras las siguientes frases.

Enlace químico.

Enlace iónico.

Enlace covalente.

Enlace metálico.

Polar.

No polar.

Electronegatividad.

Ley del octeto.

Electrones de valencia.

Estructura de lewis.

Positivo.

Negativo

Elementos.

Configuración electrónica.

Tabla periódica

TP TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Elementos representativos Elementos de transición Elementos representativos

Masa atómica relativa

Número atómico Símbolo Nombre

Símbolos:
 Letra azul: elemento gaseoso
 Letra negra: elemento sólido
 Letra violeta: elemento líquido
 Letra blanca: elemento preparado artificialmente

1 1,008*
1A
1 H Hidrógeno

2 4,003
2 He Helio

3 6,94*
3 Li Litio

4 9,012
4 Be Berilio

5 10,81*
5 B Boro

6 12,011*
6 C Carbono

7 14,007*
7 N Nitrógeno

8 15,999*
8 O Oxígeno

9 18,998
9 F Flúor

10 20,18
10 Ne Neón

11 22,99
11 Na Sodio

12 24,31
12 Mg Magnesio

13 26,98
13 Al Aluminio

14 28,085*
14 Si Silicio

15 30,97
15 P Fósforo

16 32,06*
16 S Azufre

17 35,45*
17 Cl Cloro

18 39,96
18 Ar Argón

19 39,10
19 K Potasio

20 40,08
20 Ca Calcio

21 44,96
21 Sc Escandio

22 47,87
22 Ti Titanio

23 50,94
23 V Vanadio

24 51,996
24 Cr Cromo

25 54,94
25 Mn Manganeso

26 55,85
26 Fe Hierro

27 58,93
27 Co Cobalto

28 58,93
28 Ni Níquel

29 63,55
29 Cu Cobre

30 65,38
30 Zn Zinc

31 69,72
31 Ga Galio

32 72,63
32 Ge Germanio

33 74,92
33 As Arsénico

34 78,96
34 Se Selenio

35 79,90
35 Br Bromo

36 83,80
36 Kr Kriptón

37 85,47
37 Rb Rubidio

38 87,62
38 Sr Estroncio

39 88,91
39 Y Itrio

40 91,22
40 Zr Zirconio

41 92,91
41 Nb Niobio

42 95,96
42 Mo Molibdeno

43 97,907
43 Tc Tecnecio

44 101,1
44 Ru Rutenio

45 102,9
45 Rh Rodio

46 106,4
46 Pd Paladio

47 107,9
47 Ag Plata

48 112,4
48 Cd Cadmio

49 114,8
49 In Indio

50 114,8
50 Sn Estaño

51 121,8
51 Sb Antimonio

52 127,6
52 Te Telurio

53 126,9
53 I Yodo

54 131,3
54 Xe Xenón

55 132,9
55 Cs Cesio

56 137,3
56 Ba Bario

57 138,9
57 La Lantano

58 140,1
58 Ce Cerio

59 140,9
59 Pr Praseodimio

60 144,2
60 Nd Neodimio

61 [145]
61 Pm Prometio

62 150,4
62 Sm Samario

63 152,0
63 Eu Europio

64 157,3
64 Gd Gadolinio

65 158,9
65 Tb Terbio

66 162,5
66 Dy Disprosio

67 164,9
67 Ho Holmio

68 167,3
68 Er Erbio

69 168,9
69 Tm Tulio

70 173,1
70 Yb Yterbio

71 175,0
71 Lu Lutecio

72 178,5
72 Hf Hafnio

73 180,9
73 Ta Tantalio

74 183,8
74 W Wolframio

75 186,2
75 Re Renio

76 190,2
76 Os Osmio

77 192,2
77 Ir Iridio

78 195,1
78 Pt Platino

79 197
79 Au Oro

80 200,6
80 Hg Mercurio

81 204,38*
81 Tl Talio

82 207,2
82 Pb Plomo

83 208,980
83 Bi Bismuto

84 209
84 Po Polonio

85 209,987
85 At Astatido

86 222,017
86 Rn Radón

87 223,0
87 Fr Francio

88 226
88 Ra Radio

89 227
89 Ac Actinio

90 232,0
90 Th Torio

91 231,0
91 Pa Protactinio

92 238,0
92 U Uranio

93 237
93 Np Neptunio

94 244
94 Pu Plutonio

95 243
95 Am Amerio

96 247
96 Cm Curio

97 247
97 Bk Berkelio

98 247
98 Cf Californio

99 251
99 Es Eisteinio

100 252
100 Fm Fermio

101 257
101 Md Mendelevio

102 259
102 No Nobelio

103 261
103 Lr Lawrencio

104 267
104 Rf Rutherfordio

105 268
105 Db Dubnio

106 271
106 Sg Seaborgio

107 272
107 Bh Bohrio

108 276
108 Hs Hasio

109 276
109 Mt Meitnerio

110 281
110 Ds Darmstadtio

111 281
111 Rg Roentgenio

112 285
112 Cn Copernicio

113 284**
113 Uut Ununtrio

114 289
114 Fl Flerovio

115 288**
115 Uup Ununpentio

116 289
116 Lv Livermorio

117 294**
117 Uus Ununseptio

118 294**
118 Uuo Ununoctio

Elementos de transición interna

57 La Lantano

58 Ce Cerio

59 Pr Praseodimio

60 Nd Neodimio

61 Pm Prometio

62 Sm Samario

63 Eu Europio

64 Gd Gadolinio

65 Tb Terbio

66 Dy Disprosio

67 Ho Holmio

68 Er Erbio

69 Tm Tulio

70 Yb Yterbio

71 Lu Lutecio

89 Ac Actinio

90 Th Torio

91 Pa Protactinio

92 U Uranio

93 Np Neptunio

94 Pu Plutonio

95 Am Amerio

96 Cm Curio

97 Bk Berkelio

98 Cf Californio

99 Es Eisteinio

100 Fm Fermio

101 Md Mendelevio

102 No Nobelio

103 Lr Lawrencio

Nota:

- Los datos corresponden a la publicación de la IUPAC de enero de 2011 (con revisión en 2013), salvo las masas atómicas relativas indicadas con un asterisco (*) que en la tabla de la IUPAC se expresan como un intervalo.
- La masa atómica relativa que se encuentra entre corchetes corresponde al isótopo representativo o al más estable de acuerdo con la publicación del National Institute of Standards and Technology (NIST) de septiembre de 2014.
- Los elementos indicados con doble asterisco (**) fueron reconocidos por la IUPAC el 30 de diciembre de 2015 y sus símbolos y nombres son provisionales.

SANTILLANA en línea

Ilustración 1 Tabla periódica de los elementos químicos. Fuente: <https://www.santillanaenlinea.com/qu%C3%ADmica/la-tabla-peri%C3%B3dica-actual/>

Referencias

- BLINK LEARNING. (06 de Diciembre de 2017). *BLINK LEARNING*. Obtenido de https://www.blinklearning.com/Cursos/c737519_c38541499__Metodos_de_separacion_de_mezclas.php
- Chang, R., & College, W. (2002). *Quimica* (Séptima ed.). México: Mc Graw-Hill.
- Esteban, S., & Navarro, R. (2010). *Quimica general: Volumen I*. Madrid: UNED.
- Gonzalez, P. P., & Uriarte, Z. M. (2015). *Quimica I*. Ciudad de México.
- Laroze, L., Porras, N., & Fuster, G. (2013). *Magnitudes físicas*. Valparaíso, Chile., España: USM.
- Universidad de Antioquia. (Noviembre de 2017). *Open course Ware*. Obtenido de <http://aprendeenlinea.udea.edu.co/lms/ocw/mod/page/view.php?id=246>
- Velázquez, M. M., & Ordorica, V. M. (2012). *Fundamentos de química*. México, México.