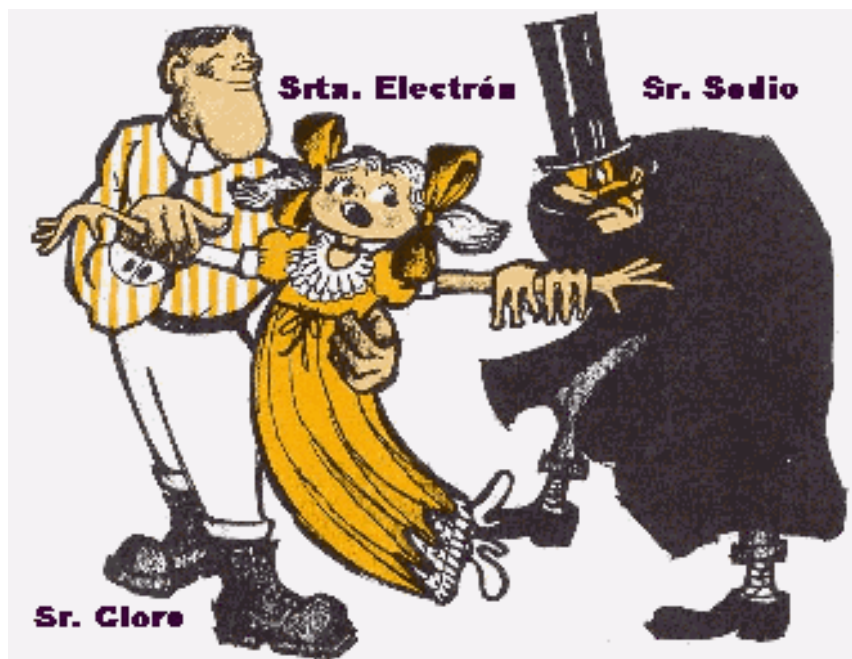


UNIDAD III

ENLACE QUÍMICO: MODELOS DE ENLACE E INTERACCIONES INTERMOLECULARES.



UNIDAD III

ENLACE QUÍMICO: MODELOS DE ENLACE E INTERACCIONES INTERMOLECULARES.

OBJETIVO:

El estudiante explicará la formación de compuestos a través de los distintos modelos de enlace entre los átomos, analizando las formas en que interactúan y se unen las moléculas, valorando de manera crítica y reflexiva la importancia de la tecnología en la elaboración de nuevos materiales para la sociedad.

PROPOSITO:

Que el estudiante entienda lo que es nuestro quehacer cotidiano utilizando sustancias químicas para desarrollar nuestras actividades. En el hogar empleamos sal de mesa (cloruro de sodio) para cocinar los alimentos, azúcar (sacarosa) para endulzar bebidas, agua y jabón para nuestro aseo, respirar oxígeno y expulsamos de nuestros pulmones, bióxido de carbono (CO_2). Las preguntas a responder son, ¿sabes como se unen los elementos químicos que forman las sustancias?, ¿qué es un compuesto iónico y uno molecular?, ¿qué es un enlace químico?, ¿qué es una molécula? Y ¿Cómo están unidos los átomos en un metal?, en esta unidad encontrará el estudiante las respuestas.

METODOLOGÍA DIDÁCTICA

Para esta Unidad se ejecutará la lectura de comprensión del apunte, resolución de la autoevaluación que se encuentra al final de cada unidad, y la revisión del mapa conceptual el cual sirve como retroalimentación para el estudiante.

Unidad III

- ❖ Desarrollar las estructuras de Lewis de algunos elementos representativos, apoyado en el apunte.
- ❖ Realizar una investigación acerca de las propiedades presentada por los metales, explicándolas a partir del modelo de enlace metálico.
- ❖ Realizar un ensayo sobre el consumismo la generación de basura y su trascendencia social, ecológica y económica.

EVALUACIÓN DIAGNOSTICA CONOCIMIENTOS PREVIOS

Antes de comenzar con el estudio de esta unidad, es conveniente que contestes la siguiente evaluación diagnóstica, la cual te servirá como indicador de tus conocimientos que estudiaras a continuación.

1.- Numero de periodos que constituyen la tabla periódica _____

2.-Número de grupos o familias que corresponden a los elementos representativos. _____

3.-Desarrolla la configuración electrónica de los elementos con número atómico: 6, 8, 11 y 17 _____

4.- Al combinarse los elementos con número atómico 6 y 8 forman un compuesto que se produce durante la combustión y la respiración: Escribe la formula y el nombre de este compuesto _____

5.-El compuesto que forman al combinarse los elementos con número atómico 11 y 17 es de uso común en la cocina. Escribe la formula y el nombre de este compuesto _____

ENLACE QUÍMICO

Los elementos forman compuestos, los compuestos son sustancias que se pueden descomponer en dos o más sustancias sencillas (elementos) por medios químicos.

Un cambio químico es el que transforma los elementos en compuestos. Esto es el resultado de las combinaciones de los átomos, uno da electrones, otro los recibe y se forma una nueva sustancia.

TIPOS DE ENLACES

*Los átomos están unidos por fuerzas al constituir un compuesto, estas fuerzas son **los enlaces químicos**.*

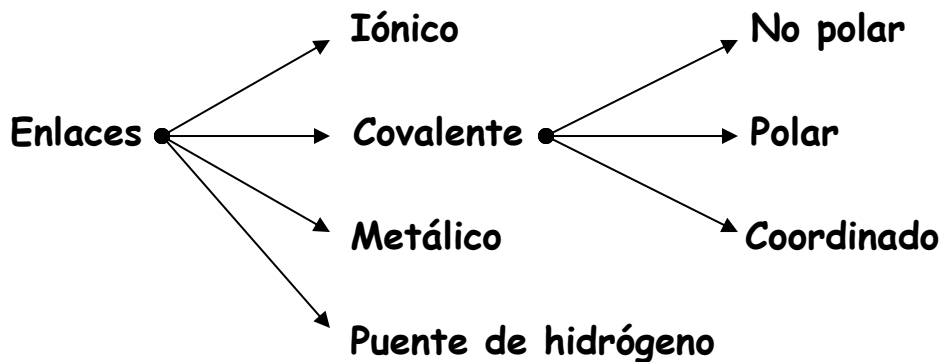
La mínima unidad que presenta las propiedades de un compuesto es la molécula. Esta mínima unidad se refiere a la masa.

Las moléculas de los compuestos se representarán por fórmulas, es decir, representaciones por medio de símbolos y números que indican la clase y número de átomos que se combinan.

Ejemplos: Las columnas siguientes muestran las fórmulas de algunos compuestos.

HCl ácido clorhídrico	NaCl cloruro de sodio
H ₂ O agua	BaCl ₂ cloruro de bario
NH ₃ amoníaco	AlCl ₃ cloruro de Aluminio
CH ₄ metano	CCl ₄ tetracloruro de carbono

Los enlaces a estudiar son:



3.1 El modelo de enlace iónico

ENLACE IÓNICO, SALINO O ELECTROVALENTE

Naturaleza del enlace. Este tipo de enlace se efectúa entre metales y no-metales por transferencia de electrones del átomo metálico al más electronegativo (el no metálico). En esta transferencia se forman iones que después se atraen fuertemente por diferencia de cargas eléctricas.

3.1.1 REGLA DEL OCTETO

La tendencia de los átomos de los elementos del sistema periódico, es completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de electrones tal, que adquieran configuración semejante a la de un gas noble. Como los gases nobles terminan su configuración electrónica en s^2 con un total de ocho electrones, los otros elementos ganarán o perderán electrones hasta quedar con esa cantidad en su capa externa. Esto se conoce como la regla del octeto.

3.1.2. ESTRUCTURA DE LEWIS

Gilberfc N. Lewis propuso representar los electrones de valencia por cruces o puntos a fin de visualizar la transferencia o compartición de electrones en un enlace químico, cuando los átomos se unen.

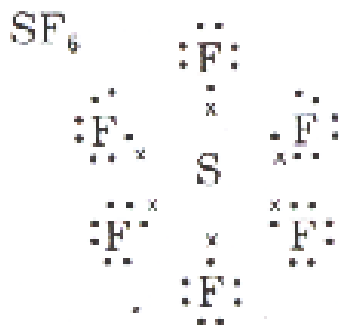
Ejemplos;

Se observa que los gases nobles tienen completo su octeto, que el oxígeno y el cloro ganarán electrones para completarlo y el sodio o el calcio los perderán.



El hidrógeno completará dos electrones pareciéndose al Helio.

Son excepciones a la regla del octeto los elementos del segundo período tales como Be, B y los de sus respectivos grupos, ya que el berilio completa sólo cuatro electrones y el boro completa seis, al combinarse.



Otras excepciones son para el fósforo o para el azufre que ganan a completar 10, 12 y hasta 14 electrones.

3.1.3 Formación de iones y las propiedades periódicas

Dos de las propiedades periódicas de los elementos son la energía de ionización y la afinidad electrónica.

AFINIDAD ELECTRÓNICA

Cuando un elemento en estado gaseoso capta un electrón hay variación de energía. Esta variación de energía se llama afinidad electrónica. En general la afinidad electrónica es mayor para los no metales. La facilidad con que los elementos captan electrones, es consecuencia de la configuración electrónica, siendo mucho mayor para los elementos situados cerca de los gases nobles.

POTENCIAL O ENERGÍA DE IONIZACIÓN (P.I.)

Es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo aislado en estado gaseoso. El P.I. aumenta de abajo hacia arriba en un grupo y de izquierda a derecha en un período. Siendo los metales alcalinos los de menor P.I. y los gases nobles los de mayor P.I.

Este P.I. se mide en electrón-voltios o en Kcal. por mol.

Ejemplos:

Na	Na + + le-	P.I. =	5.16	eV
Mg	Mg++ +2e-	P.I. =	22.7	eV
Ne	Ne + + le-	P.I. =	21.5	eV
Al	Al + + + +3e-	P.I. =	53.2	eV

ELECTRONEGATIVIDAD

Es una medida relativa del poder de atracción de electrones que tiene un átomo cuando forma parte de un enlace químico. Su unidad es el Pauling ya que fue Linus C. Pauling quien estableció esta escala. En un grupo la electronegatividad aumenta de abajo hacia arriba y en un periodo, aumenta de izquierda a derecha. Así, el elemento más electronegativo es el flúor (4.0), le sigue el oxígeno (3.5), luego el cloro (3.0), etcétera.

El elemento más electropositivo es el francio con 0.7 Pauling. Con esta propiedad, la electronegatividad, se puede saber si un átomo cede o gana electrones a otro átomo. El átomo del elemento más electronegativo gana electrones al menos electronegativo.

Así, toda la tabla periódica cede electrones al oxígeno, excepto el flúor, ya que el oxígeno cede electrones al flúor.

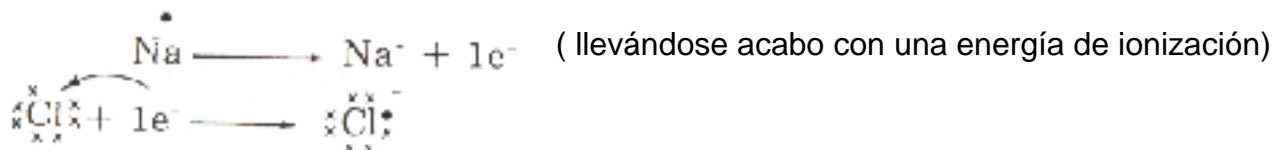
Entre el cloro y la plata, el primero gana electrones y queda con carga negativa. Pero entre el cloro y el oxígeno, el cloro pierde electrones y queda con carga positiva.

																	Elemento más electronegativo					
H																	B	C	N	O	F	
2.1																	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl						
1.0	1.5											1.5	1.8	2.1	2.5	3.0						
Na	Mg																					
0.9	1.2																					
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Formación de iones					
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8						
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Dado que las					
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	1.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5						
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At						
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2						
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np-Lw												electronegatividades de los				
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.3											átomos participantes son muy diferentes, existe una alta					
Elemento menos electronegativo																	diferencia de electronegatividades que en promedio es de					
																	1.7 o mayor.					

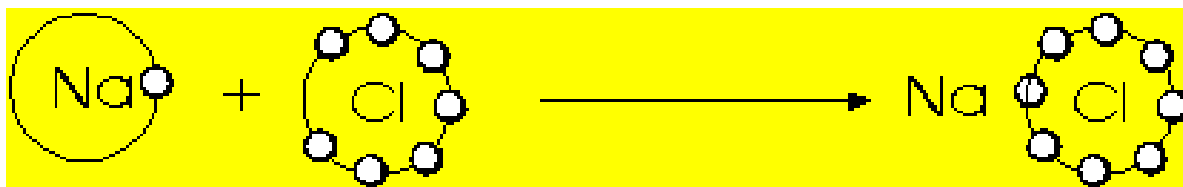
Ejemplo ilustrativo:

En la formación del cloruro de sodio:

El cloro es un elemento del grupo VII y con electronegatividad de 3.0 Pauling. El sodio es un elemento del grupo I y con electronegatividad de 0.9 Pauling.

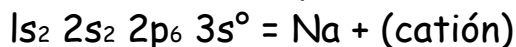


Al formarse los iones la nube electrónica del sodio se ve disminuida mientras que la del cloro se ve incrementada, luego se unen y forman el compuesto o producto que es una sal.

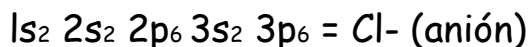


Energía de enlace = - 98.3Kcal

El sodio finalmente queda como



El cloro queda como



El signo (-) para la energía de enlace indica que se desprende esa cantidad de calor. Esa cantidad corresponde a 1 mol del compuesto. Un mol es una cantidad numéricamente igual a su peso molecular (suma de pesos atómicos de los átomos participantes) y se expresa en gramos.

Cálculo de la diferencia de electronegatividades:

$$d.E. = \left\langle \begin{array}{c} \text{electronegatividad del átomo} \\ \text{más electronegativo} \end{array} \right\rangle - \left\langle \begin{array}{c} \text{electronegatividad} \\ \text{del átomo menos} \\ \text{electronegativo} \end{array} \right\rangle$$

$$d.E. = \underset{\text{Cl}}{3.0} - \underset{\text{Na}}{0.9} = 2.1 \text{ pauling} > \underset{\text{un enlace iónico}}{1.7}$$

3.1.4 Propiedades de los compuestos con este tipo de enlace

- Su estado físico es sólido y pueden ser duros o frágiles.
- Sus puntos de fusión y ebullición son altos.
- Fundidos o en solución acuosa son conductores de la corriente eléctrica.
- Son solubles en solventes polares.
- En solución son químicamente activos.
- La forma del cristal es geométrica, (cúbica, rómbica, hexagonal).
- No se forman verdaderas moléculas sino redes cristalinas.

Ejemplos de sustancias que presentan este tipo de enlace:

Las sales inorgánicas y los óxidos inorgánicos, donde existe un metal y un no metal, como NaCl, CaF₂, K₂O, BaS.

Como se ve, se unen elementos de los grupos I y II con elementos de los grupos VII y VI.

El carácter iónico del enlace disminuye conforme se van acercando los átomos que participan, según los grupos de la tabla periódica.

Por ejemplo;

cloruro de aluminio AlCl ₃	bromuro de zinc ZnBr ₂	óxido ferroso FeO	sulfuro de mercurio HgS
d.E. 1.5	1.2	1.7	0.6

3.2 El modelo de enlace covalente

ENLACE COVALENTE

Este tipo de enlace se efectúa entre elementos de alta electronegatividad, es decir, entre no metales y siempre por compartición de pares de electrones. Se distinguen tres tipos de covalencia: polar, no polar y coordinada.

ENLACE COVALENTE NO POLAR, PURO U HOMOPOLAR

Naturaleza del enlace. Se tiene cuando dos átomos de un mismo elemento se unen para formar una molécula verdadera, sin carga eléctrica, simétrica y cuya diferencia de electronegatividad es cero.

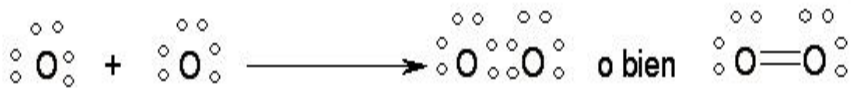
Ejemplos ilustrativos:

Enlace covalente normal (puro)

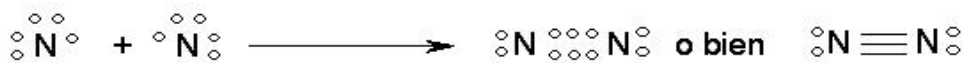
- Si se comparten un par de e⁻: enlace covalente simple



- Si se comparten dos pares de e⁻: enlace covalente doble



- Si se comparten tres pares de e⁻: enlace covalente triple



Otras moléculas: flúor (F₂), cloro (Cl₂), bromo (Br₂), yodo (I₂)

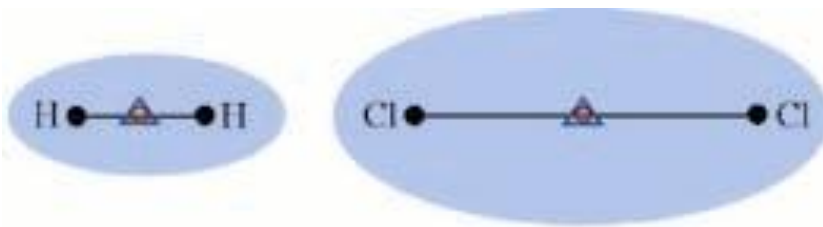
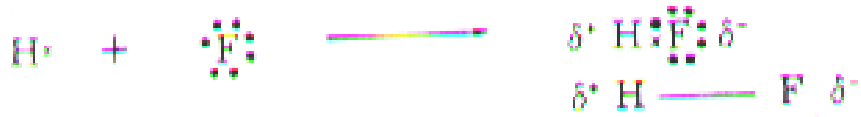
ENLACE COVALENTE POLAR O HETEROPOLAR

Naturaleza del enlace. Cuando dos átomos no metálicos de diferentes electronegatividades se unen, comparten electrones pero la nube electrónica se deforma y se ve desplazada hacia el átomo de mayor electronegatividad, originando polos en la molécula, uno con carga parcialmente positiva y el otro con carga parcialmente negativa.

En general, la diferencia de electronegatividades es menor a 1.7. Existen casos como el HF que se considera un enlace iónico propiamente, pero es covalente por ser dos átomos no metálicos.

Ejemplos:

Formación de la molécula de fluoruro de hidrógeno.



(a) Enlaces covalentes no polares



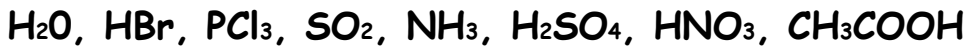
(b) Enlace covalente polar

- = Núcleo atómico
- △ = Centro de carga positiva
- = Centro de carga negativa

Formación de la molécula de cloruro de hidrógeno.



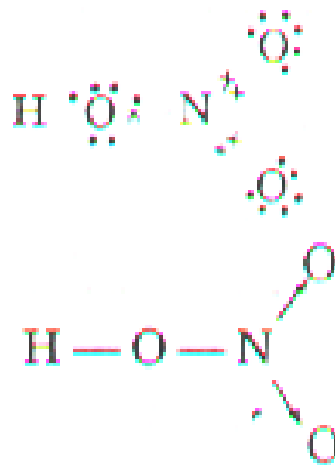
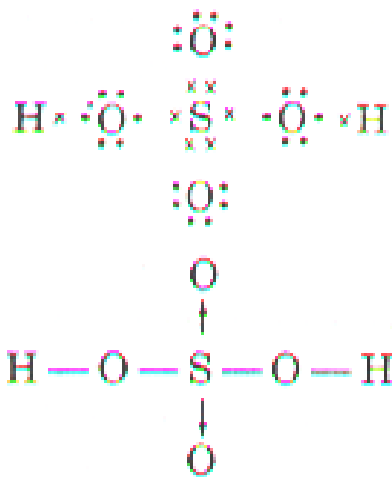
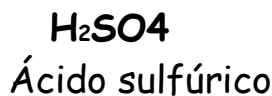
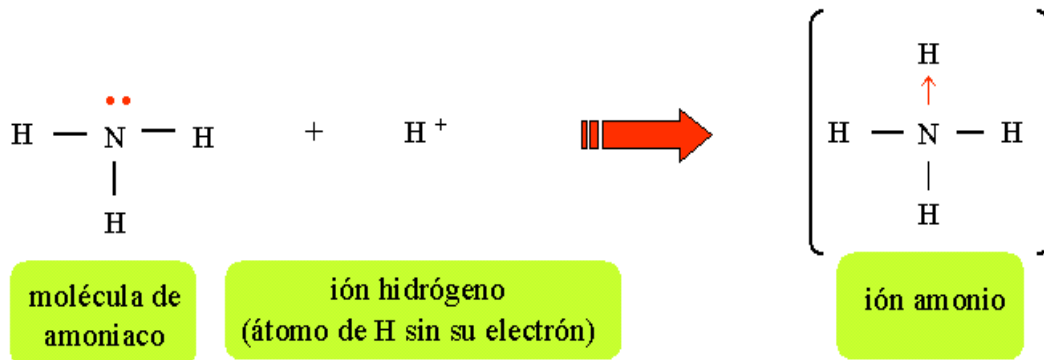
Otras sustancias con este tipo de enlace:



ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

Los dos electrones compartidos por dos átomos dados pueden provenir ambos de uno solo de ellos.

En este caso se habla de enlace covalente dativo y, a veces, se emplea en lugar del guión, una flecha dirigida hacia el átomo que no aportó ningún electrón



La coordinación de los electrones entre átomos, o bien, de qué átomo a qué átomos van los electrones compartidos se indica con una flecha.

3.2.2. Geometría molecular y polaridad

Una molécula puede ser polar o no, según su geometría y no su tipo de enlace.

El hecho de presentar polaridad le hará ser atraída por campos magnéticos o ser soluble en solventes polares, conduciendo la corriente eléctrica.

Ejemplos de moléculas no polares: H_2 , CH_4 , CO_2 , CCl_4 , BF_3 .

Obsérvese que en el caso del hidrógeno su enlace es no polar.

Para el metano se puede calcular la diferencia de electronegatividades de los átomos C—H y resulta ser de 0.4 pauling.

¿Cómo podemos determinar si una molécula es polar o no? Una forma es conocer la geometría de la molécula; es decir “la representación tridimensional o disposición en el espacio de los átomos que la constituyen”.

Esta geometría se puede determinar mediante el modelo de Repulsión de Pares de Electrones de la capa de valencia (RPECV).

El modelo se basa en la idea de que las repulsiones entre los pares de electrones de enlace y los pares solitarios de un átomo controlan los ángulos entre los enlaces de ese átomo con los átomos que lo rodean.

La disposición geométrica de los pares de electrones se predice con base en sus repulsiones, y la geometría de la molécula depende del número de pares solitarios y pares de enlace.

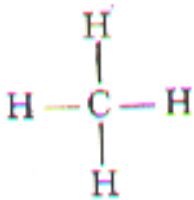
Al representar la geometría de una molécula, se representa también el ángulo de enlace:

Lineal (180), Triangular plana (120), Tetraédrica (109.5), Bipiramidal triangular (120, 90), Octaédrica (90).

Sin embargo la molécula es no polar por su geometría, existiendo una distribución uniforme de electrones en el exterior de la molécula y esta distribución ocurre a pesar del número de enlaces y su dirección en el espacio.

La misma situación es para el tetracloruro de carbono CCl_4

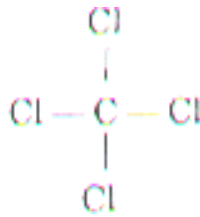
metano



d.E. = 0.4 (enlace polar)

Molécula no polar

tetracloruro de carbono



d.E. = 0.5 (enlace polar)

Molécula no polar

La geometría del bióxido de carbono le hace ser una molécula lineal y por tanto no polar.

Bióxido de carbono

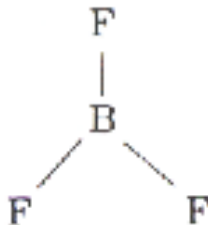
d.E. = 1.0 (enlace polar)

Molécula no polar



Para el trifluoruro de boro, la geometría corresponde a un triángulo equilátero, por tanto, la molécula es no polar.

trifluoruro de boro



d.E. = 2.0 (enlace polar)

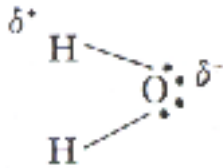
Molécula no polar

Algunas moléculas polares son:



En estas moléculas su geometría permite distinguir una región más negativa que otra, presentándose un dipolo (dos polos: + y -).

Para el agua H_2O

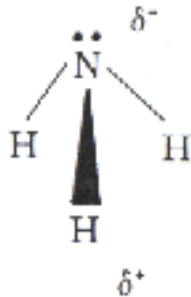


d.E. = 1.4 (enlace polar)

Molécula polar

Geometría: tetraedro

Para el amoníaco NH_3



d.E. = 0.9 (enlace polar)

Molécula polar

Geometría: tetraedro

Para el ácido clorhídrico HCl

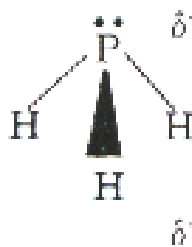


d.E. = 0.9 (enlace polar)

Molécula polar

Geometría: lineal

Para la fosfina PH_3



d.E. = 0 (enlace no polar)

Molécula polar

Geometría: tetraedro

3.2.3 Propiedades de los compuestos covalentes

ENLACE COVALENTE NO POLAR, PURO U HOMOPOLAR

Propiedades de las sustancias con este tipo de enlace

- Moléculas verdaderas y diatómicas (con dos átomos).
- Actividad química, media.
- Baja solubilidad en agua.
- No son conductores del calor o la electricidad.
- Estado físico gaseoso, aunque pueden existir como sólidos ó líquidos.

ENLACE COVALENTE POLAR O HETEROPOLAR

Propiedades de las sustancias con este tipo de enlace

- Moléculas que existen en los tres estados físicos de agregación de la masa.
- Gran actividad química,
- Solubles en solventes polares.
- En solución acuosa son conductores de la electricidad.

- Sus puntos de fusión y ebullición son bajos, pero más altos que los de las sustancias no polares.

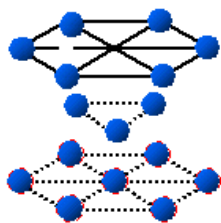
3.3 El modelo de enlace metálico

ENLACE METÁLICO

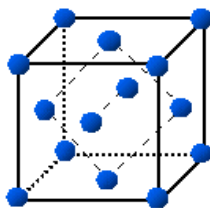
Este enlace se presenta en los metales y aleaciones al constituir cristales metálicos. Los enlaces metálicos se encuentran en metales sólidos como el cobre, hierro y aluminio. En los metales, cada átomo metálico está unido a varios átomos vecinos. Los electrones de enlace tienen relativa libertad para moverse a través de toda la estructura tridimensional. Los enlaces metálicos dan lugar a las propiedades características de los metales. Hoy se acepta que el enlace metálico no es precisamente entre átomos, sino un enlace entre cationes metálicos y sus electrones. El modelo más sencillo para explicar este tipo de enlace propone un ordenamiento de cationes en un "mar" de electrones de valencia.

Naturaleza del enlace. Red cristalina de iones metálicos (elementos muy electropositivos) y en ella los electrones de valencia se intercambian rápidamente.

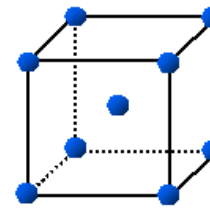
Ejemplos de sustancias que lo presentan: todos los metales, Au, Na, Fe, aleaciones como los aceros, amalgamas de mercurio, Cu, y sus aleaciones Cu — Zn, Cu — Ni, Cu — Sn, etcétera.



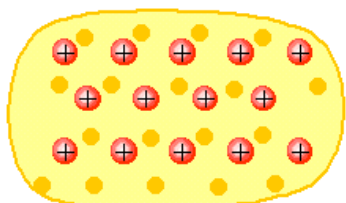
Hexagonal compacta



Cúbica compacta



Cúbica centrada en el cuerpo



En un trozo de sodio metálico, los cationes Na^+ están bañados por una nube móvil de electrones cedidos por cada átomo de sodio

Propiedades derivadas de este tipo de enlace.

Puntos de fusión y ebullición generalmente elevados, brillo metálico, tenacidad, dureza, maleabilidad (laminados, estiraje, doblado), ductilidad (hilos, alambres), alta conductividad térmica y eléctrica.

Otra forma de describir el enlace metálico es la existencia de iones positivos en un "mar o gas electrónico" debido a la movilidad de los electrones. Esta movilidad explica la conducción eléctrica, térmica y la maleabilidad.

Conductividad eléctrica.- Para explicar la conductividad eléctrica, se utiliza el **modelo del gas de electrones**. En este modelo se considera que los electrones más alejados del núcleo están **deslocalizados**, es decir, que se mueven libremente, por lo que pueden hacerlo con rapidez, lo que permite el paso de la corriente eléctrica.

Maleabilidad y ductibilidad.- Estas propiedades se deben a que las distancias que existen entre los átomos son grandes; al golpear un metal, las capas de átomos se deslizan fácilmente permitiendo la deformación del metal, por lo que pueden laminarse o estirarse como hilos.

Aplicaciones industriales de los metales derivadas de su tipo de enlace. Por su ductilidad y conductividad térmica tienen amplia aplicación como cables y alambres de diferentes diámetros; por

su maleabilidad se tienen las láminas y hojas para cubiertas; por su dureza y tenacidad se les emplea en la fabricación de herramientas, utensilios, piezas mecánicas, etc.

3.4 Fuerzas intermoleculares

En los líquidos y en los sólidos, podemos distinguir tres tipos de fuerzas:

- _ Interiónicas
- _ Intramoleculares
- _ Intermoleculares

Fuerzas interiónicas.- Son las que se dan entre iones. Son las más intensas ya que son de tipo electrostático, aniones y cationes que se atraen entre sí. A esto se deben los altos puntos de fusión de los compuestos iónicos.

Fuerzas intramoleculares.- Son las que existen entre los átomos que forman una molécula.

Fuerzas intermoleculares.- Son mucho más débiles que las intramoleculares. Son las fuerzas que unen a las moléculas. También se conocen como fuerzas de van de Waals, en honor al físico holandés Johannes van der Waals, porque fue el primero en poner de relieve su importancia.

Las fuerzas intermoleculares en orden decreciente de intensidad son:

- _ Puentes de hidrógeno
- _ Fuerzas dipolares
- _ Fuerzas de London

Dipolos inducidos y dipolos instantáneos

Las moléculas polares, que tienen centros separados de carga no equilibrados, reciben el nombre de dipolos.

Si estos dipolos se acercan, el extremo positivo de una molécula atrae al extremo negativo de otra. Estas fuerzas bipolares pueden estar presentes en toda la estructura de un líquido o un sólido.

En general las fuerzas entre dipolos son más débiles que las que se ejercen entre iones, pero más intensas que las de moléculas no polares de tamaño comparable.

La formación de dipolos instantáneos es una característica de las fuerzas de dispersión o de London.

Fuerzas de van der Waals

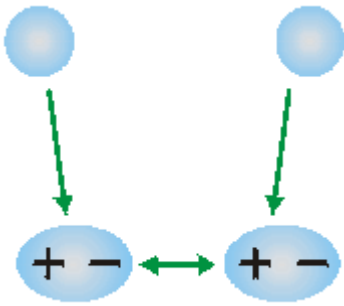
Con este nombre genérico se designan las fuerzas intermoleculares: los puentes de hidrógeno y las interacciones dipolo-dipolo ya descritas y las fuerzas de London que se tratarán a continuación.

Fuerzas de London

Este tipo de fuerzas también se conocen como **fuerzas de dispersión** y son las que mantienen unidas moléculas no polares tales como las diatómicas como el Br₂, Cl₂, H₂, etc.

Van der Waals, propuso que en los átomos o moléculas no polares, la distribución electrónica homogénea, no es una característica permanente, ya que el continuo movimiento de los electrones, y la vibración de los núcleos, pueden originar en determinado momento la aparición de zonas con exceso de electrones y otras sin ellos, formando dipolos instantáneos.

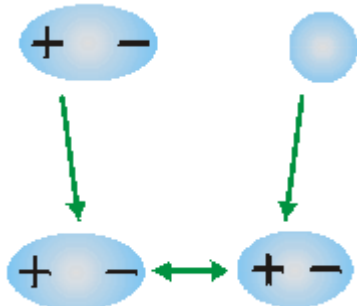
FUERZAS DE LONDON



En las moléculas no polares puede producirse transitoriamente un desplazamiento relativo de los electrones originando un polo positivo y otro negativo (dipolo transitorio) que determinan una atracción entre dichas moléculas. (El polo positivo de una molécula atrae al polo negativo de la otra, y viceversa).

Estas fuerzas de atracción son muy débiles y se denominan fuerzas de London.

FUERZAS DIPOLO - DIPOLO INDUCIDO

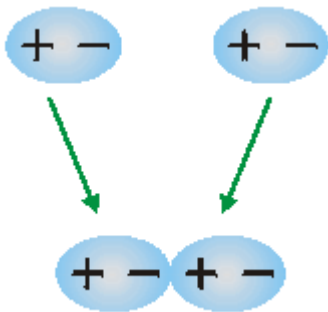


En ciertas ocasiones, una molécula polar (dipolo), al estar próxima a otra no polar, induce en ésta un dipolo transitorio, produciendo una fuerza de atracción intermolecular llamada dipolo-dipolo inducido.

Así, el agua cuya molécula es un dipolo, produce una pequeña polarización en la molécula no polar de OXÍGENO, la cual se transforma en un dipolo inducido.

Esto hace que el OXÍGENO y el DIÓXIDO DE CARBONO, que son no polares presenten cierta solubilidad en solventes polares, como el agua.

FUERZAS DIPOLO - DIPOLO



Cuando dos moléculas polares (dipolo) se aproximan, se produce una atracción entre el polo positivo de una de ellas y el negativo de la otra.

Esta fuerza de atracción entre dos dipolos es tanto más intensa cuanto mayor es la polarización de dichas moléculas polares.

Estas fuerzas de atracción, llamadas dipolo-dipolo, se observan en las moléculas covalentes polares, como el sulfuro de hidrógeno H_2S , el metanol CH_3OH , la glucosa $C_6H_{12}O_6$, etc. Estas sustancias de elevada polaridad se disuelven en solventes polares tales como el agua.

Por ejemplo en la molécula de H_2 , los dos electrones están en promedio entre los dos núcleos, los cuales los comparten por igual., pero en un instante dado pueden estar éstos en un extremo de la molécula dando origen a **dipolos instantáneos**, el cual puede inducir un dipolo momentáneo similar en una molécula cercana. Si los electrones de una molécula están en un extremo, los electrones de la siguiente molécula se alejan, dando lugar a una atracción del extremo rico en electrones al extremo pobre en ellos. Estas pequeñas y momentáneas fuerzas se conocen como **fuerzas de dispersión o fuerzas de London**.

En las moléculas no polares más grandes, las fuerzas de dispersión son mayores, ya que la nube electrónica es mayor y los electrones del nivel más externo están menos sujetos, por esto las moléculas grandes son más polarizables que las pequeñas.

Así por ejemplo, las fuerzas de dispersión del Br_2 y el I_2 son mayores que las del F_2 .

Aún cuando las fuerzas de London son débiles, su efecto en conjunto es importante en las sustancias formadas por moléculas no polares grandes.

3.5 Puentes de hidrógeno

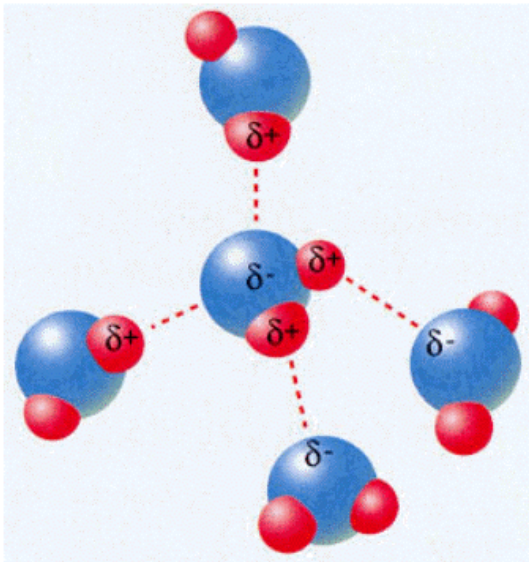
Son un tipo de fuerzas que se presentan en molécula polares que contienen átomos de hidrógeno unidos a flúor, oxígeno o nitrógeno. Estas fuerzas son más intensas que las atracciones dipolo dipolo.

En algunas sustancias que contienen HIDRÓGENO, como fluoruro de hidrógeno **HF**, agua **H₂O**, y amoniaco **NH₃**, se observa una forma de unión entre sus moléculas, denominada unión puente de hidrógeno.

En el caso del **HF**, las moléculas son covalentes polares como consecuencia de la diferencia de electronegatividad que existe entre el hidrógeno y el flúor.

Esta polarización provoca la atracción de la zona positiva de una molécula con la zona negativa de otra, formando un puente entre ambas moléculas.

Las moléculas de agua también son dipolos a causa de la diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el hidrógeno, y forman entre ellas uniones puente de hidrógeno.



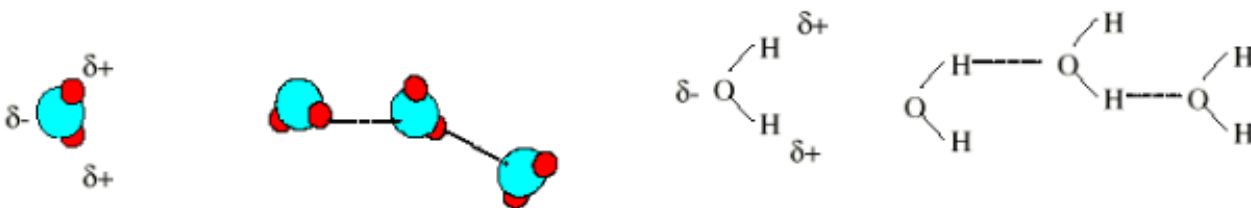
Las fuerzas entre dipolos son especialmente intensas en moléculas que tienen un átomo de hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo (F, O o N)

El átomo de H (carga +), atrae a los átomos polarizados negativamente de moléculas vecinas

En estos casos se habla de enlaces por puente de hidrógeno por ser fuerzas intermoleculares entre dipolos, aunque más intensas de lo habitual

3.5.1 Puente de hidrógeno en la molécula del agua.

Un ejemplo lo encontramos en la molécula de agua, donde los electrones de la unión H-O se encuentran fuertemente atraídos por el átomo de oxígeno. Por ello, el núcleo de hidrógeno H⁺ va a actuar como polo positivo de gran intensidad que establece uniones de tipo electrostático con los átomos de oxígeno de las moléculas cercanas. Gráficamente, la unión del puente de hidrógeno se representa mediante una línea de puntos.



Para pasar del estado sólido al líquido

debe suministrarse energía para vencer la fuerza de atracción entre las moléculas. Los puentes de hidrógeno son fuerzas intermoleculares fuertes, por lo que ha medida que el hielo empieza a fundirse a 0°C, algunos de los puentes de hidrógeno se rompen, pero no todos. **El requerimiento de energía es mayor** que en aquellos compuestos donde no hay puentes de hidrógeno, sino otro de tipos fuerzas intramoleculares, **lo cual explica el elevado punto de fusión del agua.**

Si elevamos la temperatura del agua líquida a 100°C, disminuye la cantidad de puentes de hidrógeno. Al cambiar su estado de líquido a gaseosos, casi todos los puentes de hidrógeno se rompen. **La cantidad de energía para lograr este rompimiento, es mayor** que la cantidad de energía requerida por sustancias que no tienen este tipo de enlace entre sus moléculas. **Esto explica el elevado punto de ebullición del agua.**

Las moléculas de los sólidos siempre están más cercanas que en los líquidos, pero **al enfriarse el agua la formación de puentes de hidrógeno entre sus moléculas, da como resultado una estructura con gran cantidad de espacio vacío** que es la estructura del hielo.

Esta es la razón por la que **la densidad del agua sólida es menor que el agua líquido**, lo cual es muy conveniente para la conservación de los ecosistemas acuáticos. Si el hielo no flotara sobre el agua se hundiría, y los lagos y mares se congelarían de abajo hacia arriba y ningún ser vivo podría permanecer en esas condiciones.

3.5 Los nuevos materiales

La búsqueda de nuevos materiales es un aspecto muy importante en nuestra sociedad actual. Se llevan a cabo constantes pruebas en busca de materiales que nos permitan mejorar la calidad de vida y permitan la solución de problemas sociales. El gran avance de la tecnología esta muy relacionado con la fabricación de nuevos materiales.

El conocimiento de la forma como los átomos de los elementos se enlazan para formar nuevas sustancias y de cómo esos agregados de átomos interactúan entre sí, ha servido a la humanidad para elaborar nuevos materiales más resistentes y útiles que los obtenidos de productos naturales, tales como medicinas, artículos para el vestido y la limpieza, así como una variedad de productos que han permitido elevar la calidad de vida del hombre.

Principales característica y usos

Dentro de los nuevos materiales se encuentran los superconductores. Lea con atención el siguiente texto:

SUPERCONDUCTORES:

Una nueva frontera

Cuando la corriente eléctrica pasa por un alambre, la resistencia de éste la frena y hace que el alambre se caliente. Para que la corriente continúe fluyendo se debe contrarrestar esta fricción eléctrica añadiendo más energía al sistema. De hecho, a causa de la resistencia eléctrica existe un límite en la eficiencia de todos los aparatos eléctricos.

En 1911, un científico holandés, Heike Kamerlingh Onnes, descubrió que a temperaturas muy frías (cerca de 0 K), desaparece la resistencia eléctrica. Onnes llamó a este fenómeno superconductividad. Desde entonces los científicos han estado fascinados por el fenómeno. Desafortunadamente, por requerirse temperaturas tan bajas, es necesario helio líquido para enfriar los conductores.

Como el helio cuesta \$3.50 dólares por litro, las aplicaciones comerciales de la superconductividad serían demasiado costosas para considerarse.

Por muchos años los científicos tuvieron la convicción de que la superconductividad no era posible a temperaturas más altas (no tanto como 77 K, punto de ebullición del nitrógeno líquido). El primer superconductor de mayor temperatura, desarrollado en 1986, era un superconductor a 30 K. El material era un óxido metálico complejo capaz de tener una estructura cristalina similar a un emparedado, con átomos de cobre y oxígeno en el interior, y de bario y lantano en el exterior.

Los investigadores trataron de inmediato de desarrollar materiales que podrían ser superconductores incluso a temperaturas más elevadas. Para hacerlo recurrieron a sus conocimientos de la tabla periódica y de las propiedades de las familias químicas. Paul Chu, de la Universidad de Houston, Texas, descubrió que la temperatura crítica se podría elevar comprimiendo el óxido superconductor.

La presión era demasiado grande para tener utilidad comercial, de modo que Chu buscó otra forma de acercar más las capas. Logró esto reemplazando el bario con estroncio, un elemento de la misma familia con propiedades químicas parecidas pero con menor radio iónico. La idea tuvo éxito: la temperatura crítica cambió de 30 a 40 K.

Después Chu trató de reemplazar el estroncio con calcio (de la misma familia, pero aun menor) lo cual no presentó ninguna ventaja. ¡El nuevo material tenía una temperatura crítica menor! Chu persistió y, en 1987, al sustituir el itrio por lantano (de la misma familia, con menor radio) produjo un nuevo superconductor que tenía una temperatura crítica de 95 K, muy por arriba de 77 K, punto de ebullición del nitrógeno líquido. Este material tiene la fórmula $YBa_2Cu_3O_7$, es un buen candidato para aplicaciones comerciales.

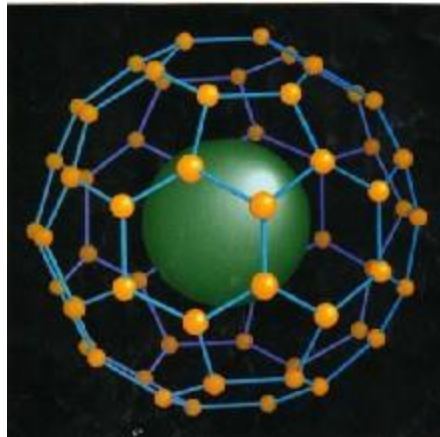
Es preciso vencer varias barreras antes que los superconductores tengan un uso amplio. Los materiales desarrollados hasta ahora son quebradizos y se rompen con facilidad, no son maleables ni tienen gran capacidad de conducción de corriente por unidad de área transversal, como la de los conductores convencionales.

Muchos investigadores trabajan actualmente para resolver estos problemas y desarrollar usos potenciales para los superconductores, incluyendo los trenes de levitación de altas velocidades, diminutos motores eléctricos eficientes y computadoras más pequeñas y rápidas.

La nanotecnología puede mejorar hasta 100 veces la actual velocidad de Internet

Investigadores canadienses descubren cómo desarrollar una red basada completamente en tecnologías ópticas

Investigadores canadienses han descubierto que un componente nanotecnológico es capaz de procesar datos y de transportarlos mediante los rayos infrarrojos de los cables de fibra óptica, lo que de aplicarse mejoraría hasta 100 veces la velocidad actual de las conexiones a Internet. El descubrimiento ha permitido una aproximación sin precedentes a los límites teóricos de la mecánica cuántica. Por Eduardo Martínez.



La utilización de las nanotecnologías podría mejorar hasta 100 veces la velocidad actual de las conexiones a Internet, según un estudio desarrollado por investigadores de la Universidad de Toronto.

El Internet que proponen estos investigadores en un artículo publicado en Nano Letters, del que se hace eco un comunicado de la mencionada universidad, se basaría completamente en tecnologías ópticas.

El descubrimiento se basa en la utilización de un rayo láser para controlar y dirigir un segundo rayo láser, lo que se ha conseguido merced al empleo de nanotecnologías. Hasta ahora, aunque la teoría permitía controlar una fuente de luz a través de una segunda fuente luminosa, era imposible conseguirlo a falta de los materiales adecuados.

Proeza nanotecnológica

Sólo la nanotecnología ha permitido verificar esta hipótesis científica y ha convertido en posible la realización práctica y la aplicación directa de los cálculos de la física fundamental al respecto.

Las investigaciones que han conducido a este hallazgo comenzaron con el estudio de las características ópticas de un material híbrido que había sido obtenido por investigadores de la universidad de Carleton.

El nuevo material está formado por una combinación de moléculas de átomos de carbono, de un nanómetro (millonésima de milímetro) de diámetro, conocidas como buckyballs, y de un polímero (los polímeros son macromoléculas, por lo general orgánicas, formadas por la unión de moléculas más pequeñas llamadas monómeros).

El resultado de esta combinación es una pequeña película lisa y transparente que es capaz de orientar el paso de los fotones en una dirección determinada. Hasta que apareció el trabajo de la Universidad de Carleton no se había conseguido controlar la luz a través de la luz, dificultad conocida como brecha cuántica "Kuzyk" (Kuzyk quantam gap).

Nuevas propiedades

Lo que han hecho los investigadores de la Universidad de Toronto es estudiar las propiedades ópticas de esta nueva sustancia híbrida, lo que les permitió descubrir que es capaz de procesar datos y de transportarlos en ondas de telecomunicaciones, es decir, en infrarrojos de luz, que son los utilizados en los cables de fibra de óptica.

En estas condiciones, los fotones interactúan entre ellos con una intensidad jamás alcanzada que se aproxima a los cálculos teóricos de la mecánica cuántica. Aplicado a los sistemas de comunicaciones de fibra óptica, este material puede elevar hasta 100 veces las más rápidas velocidades actuales de conexión a Internet, lo que significa una reactividad a las señales emitidas del orden de picosegundos (1 picosegundo = 1×10^{-12} segundos).

La combinación de los descubrimientos combinados de las universidades de Toronto y Carleton ha permitido así una aproximación sin precedentes a los límites teóricos de la mecánica cuántica.

Nuevos campos

La aproximación nanotecnológica empleada y su aplicación a la ciencia de los materiales ópticos no lineales regidos por los principios de la física cuántica, abre además otros campos al desarrollo de nuevos materiales, según sus creadores.

La primera etapa del desarrollo de las nanotecnologías ha consistido en la manipulación de átomos de carbono para conseguir dos tipos de estructuras moleculares. La primera de estas estructuras son las "buckyballs", que consisten en una forma cristalina del carbono con sesenta átomos unidos en una forma esférica como el domo geodésico del arquitecto Buckminster Fuller, que es el que da origen a su denominación.

La segunda estructura nanotecnológica son los "nanotubos", que asocian cadenas de átomos de carbono, y producen un material que resulta ser 100 veces más sólido que el acero y seis veces más ligero. Los nanotubos suelen tener 1 nanómetro de diámetro y 100.000 nanómetros de largo.

REACCIÓN QUÍMICA.



REACCIÓN QUÍMICA.

OBJETIVO:

El estudiante caracterizará los cambios químicos así como el estudio de algunos factores que los determinan y el uso del lenguaje de la disciplina a partir de su identificación, representación y cuantificación, con una postura crítica y responsable ante su explicación y repercusión en el ambiente y la sociedad.

PROPOSITO:

El estudiante podrá identificar los cambios químicos y al mismo tiempo utilizará el lenguaje universal de la ciencia química, lo que le permitirá desarrollar una actitud responsable con el ambiente y la aplicación de la ciencia.

METODOLOGÍA DIDACTICA

Para esta Unidad se ejecutara la lectura de comprensión del apunte, resolución de la autoevaluación que se encuentra al final de cada unidad, y la revisión del mapa conceptual el cual sirve como retroalimentación para el estudiante.

Unidad IV

- ❖ Clasificar a partir de la investigación las reacciones en exotérmicas y endotérmicas.
- ❖ Realizar una investigación documental acerca de la importancia del desarrollo sustentable para la humanidad y las acciones que se llevan a cabo para ello, apoyando en los medios que considere, bibliográfico, documental e Internet.

EVALUACIÓN DIAGNOSTICA DE CONOCIMIENTOS PREVIOS

Antes de comenzar el estudio de esta unidad, es conveniente que contestes la siguiente evaluación diagnostica, la cual te servirá como indicador de los conocimientos que estudiarás a continuación.

1.- ¿Qué tipo de enlace se presenta en el óxido de hierro III (Fe_2O_3)? ()

- a) Intermolecular b) Polar c) Iónico d) Covalente

2.- Cuando un átomo pierde electrones se queda con una carga positiva. ¿Cómo es llama a esta especie química? ()

- a) Radical b) Anión c) Cation d) Isótopo

3.- Cuando dos átomos que se unen comparten el par de electrones, ¿el enlace es de tipo? ()

- a) Intermolecular b) Polar c) Iónico d) Covalente

4.- ¿Cómo se llama la fuerza con la que un átomo atrae el par de electrones de enlace? ()

- a) Energía de ionización b) Afinidad electrónica
c) Electronegatividad d) Energía de enlace

5.- Además de enlace covalente ¿Cuál es el otro tipo de enlace que presenta la molécula de agua? ()

- a) Iónico b) Puente de H c) Metálico d) Dipolos inducidos

REACCIÓN QUÍMICA.

4.1 Lenguaje de la química

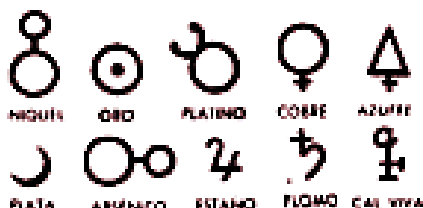
La enorme cantidad de compuestos que maneja la química hace imprescindible la existencia de un conjunto de reglas que permitan nombrar de igual manera en todo el mundo científico un mismo compuesto. De no ser así, el intercambio de información sobre química entre unos y otros países sería de escasa utilidad. Los químicos, a consecuencia de una iniciativa surgida en el siglo pasado, decidieron representar de una forma sencilla y abreviada cada una de las sustancias que manejaban. La escritura en esa especie de clave de cualquier sustancia constituye su fórmula y da lugar a un modo de expresión peculiar de la química que, con frecuencia, se le denomina lenguaje químico.

Lenguaje químico son los símbolos y palabras que denotan los elementos, compuestos y reacciones químicas, las reglas para combinarlos y términos propios de la química.

4.1.1. Símbolos y formulas químicas

El uso de símbolos en la química y la alquimia para representar de manera abreviada los cuerpos simples e incluso algunos compuestos es conocido desde la antigüedad, y buena prueba de ello son los jeroglíficos egipcios y papiros griegos que dio a conocer Berthelot en su obra *Les origines de l'alchimie* (Los orígenes de la alquimia, 1885). Los primeros iniciados en este arte combinaban sus doctrinas con las de la magia y atribuyendo a los planetas indudable influencia sobre las cosas y fenómenos de la Tierra dedicaron los metales por ellos conocidos a las distintas divinidades planetarias, atribuyéndoles a aquéllos los símbolos dados a éstas, así como a los minerales y compuestos de los que formaban parte se les asignaba idéntico símbolo sobre el que se introducían pequeñas modificaciones, trazos que no variaban la forma primitiva, para distinguirlo del metal pero reconociendo su origen.

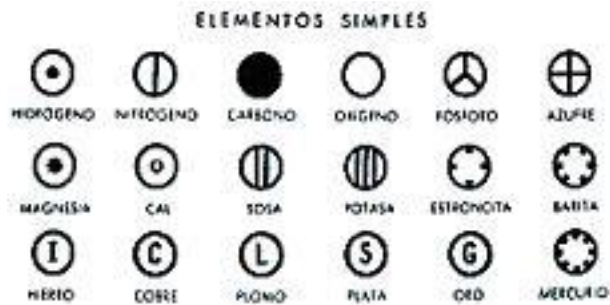
Así, los metales conocidos, oro, plata, cobre, hierro, plomo y estaño se representaban respectivamente por los símbolos del Sol, la Luna, planeta Venus, planeta Marte, planeta Saturno y al planeta Mercurio, si bien el último de los metales (estaño) también se dedicó al planeta Júpiter. Estos símbolos fueron conservados por los alquimistas mientras la química constituyó un conjunto de conocimientos empíricos en pos de las quimeras de la panacea universal y la transmutación de los metales.



Símbolos alquímicos

En este estado permanecieron las cosas hasta que de la mano de Lavoisier surgió la química como ciencia.

Merced a los trabajos de Daltón, los elementos perdieron el carácter aristotélico primitivo para adquirir el que actualmente tienen, de modo que se hizo necesario un cambio en la simbología química proporcional al conceptual. El primer intento fue el del propio Dalton que en su obra *New System of Chemical Philosophy* (Nuevo sistema para la filosofía química, 1808) escoge arbitrariamente 20 símbolos para representar los elementos conocidos a los que en trabajos posteriores añadiría otros descubiertos hasta completar la cantidad de treinta y seis. Los símbolos escogidos, círculos con trazos diversos, incorporaban en no pocas ocasiones una o varias letras del nombre del elemento.



Esta idea que adoptaría con posterioridad Jöns Jacob Berzelius en su propuesta para sistematizar los símbolos químicos mediante la primera letra del nombre latino del elemento, añadiendo la segunda caso de ser necesario, sistema que ha perdurado, con leves modificaciones, hasta nuestros días.

Por ejemplo, aquí tiene algunos elementos familiares, con sus nombres en latín:

Elemento	Símbolo	Nombre en Latín
sodio	Na	<i>natrium</i>
potasio	K	<i>kalium</i>
hierro	Fe	<i>ferrum</i>
cobre	Cu	<i>cuprum</i>
plata	Ag	<i>argentum</i>
estaño	Sn	<i>stannum</i>
oro	Au	<i>aurum</i>
mercurio	Hg	<i>hydrargyrum</i>
plomo	Pb	<i>plumbum</i>

4.1.1.1 Formulas químicas

Las fórmulas químicas están constituidas por símbolos químicos que nos indican los elementos que forman un compuesto; indican también el número de átomos que aporta cada elemento contiene, la fórmula y por lo tanto el compuesto al adicionar **un subíndice**, o sea, un número pequeño que se coloca abajo y a la derecha de cada elemento que así lo requiera.

Ejemplo, $S + O_2 \longrightarrow SO_2$, esto indica que el dióxido de azufre tiene en su molécula un átomo de azufre y dos átomos de oxígeno.

Si a la fórmula se le antepone un número, por ejemplo, $3H_2O$ significa que en la reacción hay 3 moléculas de agua y este número se llama **coeficiente**, si sólo tiene un átomo o una molécula no se le pone número.

Existen diferentes tipos de fórmulas: fórmulas moleculares, desarrolladas, semidesarrolladas y condensadas.

4.1.1.2 Fórmulas moleculares

Son las que indican los números y tipos de átomos en una molécula, por ejemplo, el agua es H_2O y en el alcohol etílico, alcohol de caña o etanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

a) *Fórmula molecular o condensada*.- Indica la clase y el número de átomos que constituyen la molécula de un compuesto.

Ejemplos:

Ácido clorhídrico	HCl
Ácido sulfúrico	H_2SO_4
Metano	CH_4
Acetileno	C_2H_2
Propano	C_3H_8
Hidróxido de calcio	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
Ácido acético	$\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$
Nitrato de potasio	KNO_3
Fosforo de zinc	Zn_3P_2
Dicromato de potasio	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

b) *Fórmula, semidesarrollada*.-Expresa por medio de grupos o radicales los átomos que forman la molécula. Este tipo de fórmula es más común para los compuestos orgánicos.

Ejemplos:

Acetileno	CHCH
Propano	$\text{CI}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
Ácido acético	Cr_3COOH

A este tipo de fórmulas también se les llama de estructura.

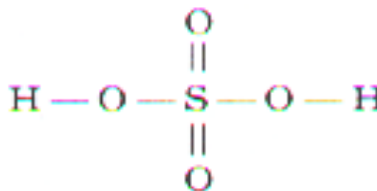
c) *Fórmula desarrollada o gráfica*.-Da idea de la distribución de los átomos en el espacio.

Ejemplos:

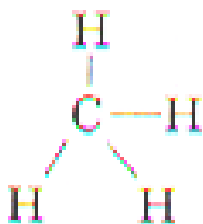
Ácido clorhídrico



ácido sulfúrico



Metano



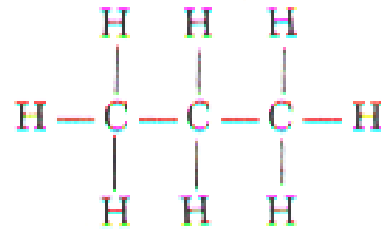
acetileno



Hidróxido de calcio



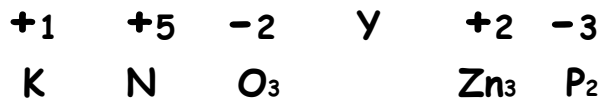
propano



Cada línea (—) es una valencia y de esta manera se tiene una idea sobre qué átomo está unido a otro.

Para poder desarrollar una fórmula a partir de la fórmula condensada, debe aplicarse el concepto de número de oxidación.

Por ejemplo:



Indica que para el nitrato de potasio deben existir: 1 átomo de potasio con 1 valencia o unión, 1 átomo de nitrógeno con 5 valencias y 3 átomos de oxígeno con 2 valencias cada uno. Los subíndices expresan átomos y las cargas eléctricas, en la parte superior, las valencias o estados de oxidación.

Para el fosforo de zinc existen 3 átomos del metal con 2 valencias o uniones cada uno, y 2 átomos de fósforo con 3 uniones cada uno.

Una unión (—) se cuenta para dos átomos.

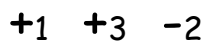
También se puede observar la fórmula condensada y tomar como base el elemento central, rodeando a este elemento estará los demás.

Otros ejemplos:

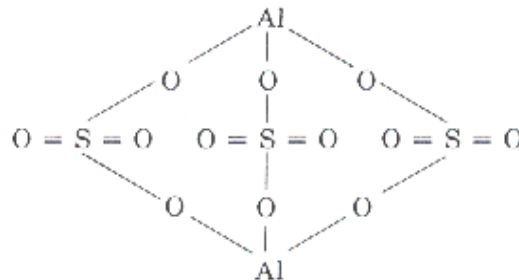
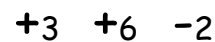
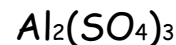
Ácido nitroso



γ



Sulfato de Aluminio



4.1.2 Funciones químicas inorgánicas

Tomando en consideración que según (1988), existen más de [50,000] compuestos

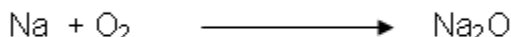
inorgánicos en los que no interviene el carbono, se ha buscado un sistema para agruparlos de acuerdo con sus propiedades químicas, para darles nombre y reconocerlos.

Brandwein
químicos

Se ha dado el nombre de función inorgánica al grupo de compuestos similares que presentan un conjunto de propiedades comunes. Las principales **funciones químicas inorgánicas** son: función óxido, función anhídrido, función hidróxido, función ácido y función sal.

4.1.2.1 Función óxido

Cuando se hace reaccionar un metal con el oxígeno, se obtiene un óxido:



Nomenclatura

Para formar el nombre del óxido se escribe la palabra "óxido" seguido de la preposición "de" y después el nombre del metal. Si el metal presenta más de dos valencias, se escribe entre paréntesis con número romano la valencia del metal con la que esté actuando

Ejemplo:

Fe^{+3}	+	O^{-2}	\longrightarrow	Fe_2O_3
Fierro (III)	+	Oxígeno	se forma	Oxido de fierro (III)

4.1.2.2 Función anhídrido

Cuando se combinan un no metal con el oxígeno se obtiene un anhídrido:

Nomenclatura

Para nombrar los anhídridos se escribe la palabra anhídrido, después el nombre del no metal con el prefijo o la terminación que le corresponda según la siguiente tabla de valencias.

Grupo	IV	V	VI	VII	Prefijo	Terminación
Valencia (-) general	-4	-3	-2	-1		
Valencia (+)		+3	+2	+1	HIPO	OSO
	+2	+5	+4	+3		OSO
	+4	+7	+6	+5		ICO
				+7	PER	ICO

Ejemplo:

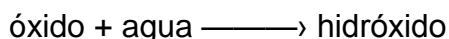
El cloro que está en el grupo VIIA presenta una valencia negativa (1) y 4 positivas (+1, + 3, + 5, + 7) que son las que puede utilizar para combinarse con el oxígeno que habitualmente tiene valencia (-2):

Cl ⁺¹	+	O ₂	→	Cl ₂ O
Cl ⁺³	+	O ₂	→	Cl ₂ O ₃
Cl ⁺⁵	+	O ₂	→	Cl ₂ O ₅
Cl ⁺⁷	+	O ₂	→	Cl ₂ O ₇

Para darles nombre a estos anhídridos se usa la tabla anterior; Cl₂O anhídrido hipocloroso, Cl₂O₃ cloroso, Cl₂O₅ clórico, Cl₂O₇ perclórico.

4.1.2.3 Función hidróxido

Esto se obtiene cuando se combina un óxido con agua.



Se llama **radical** al grupo de 2 o más átomos que funcionan con una sola valencia.

Nomenclatura

Para nombrarlos, se escribe la palabra "**hidróxido**" la preposición "**de**" y el nombre del metal. Si el **metal** tiene varias valencias, se escribe entre paréntesis con número romano la valencia con que actuó dicho metal.



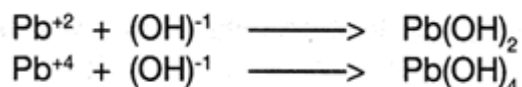
Ejemplo: el plomo tiene dos valencias Pb⁺² y Pb⁺⁴ por lo que se tiene:

⊕	PbO	+	H ₂ O	→	Pb(OH) ₂
	Óxido de plomo				Hidróxido de plomo (II)

En forma simplificada se pueden formar los hidróxidos combinando directamente el **metal** con el radical (OH)⁻¹



se cruzan las valencias y queda:



Propiedades de las bases

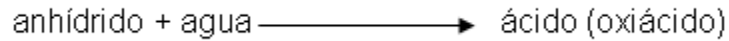
a) Tienen sabor a lejía (jabón).

b) Reaccionan con los ácidos produciendo **sal y agua** con desprendimiento de **energía** y a la reacción se denomina **Neutralización**.

- c) Causan escozor al contacto con la piel - la sosa cáustica que se usa en la cocina NaOH o la cal
- d) Son untuosos y resbalosos al tacto.

4.1.2.4 Función ácido

Ésta se obtiene cuando se combina un **anhídrido** con **agua**.



Para escribir la fórmula de un ácido se escribe primero el número total de hidrógenos, el total de elementos no metálicos y por último el total de oxígenos.

Si todos los subíndices del compuesto tienen mitad o tercera parte se les saca y se anota la fórmula simplificada:



Nomenclatura

Para darles nombre se escribe la palabra "**ácido**", después el nombre del elemento **no metálico** con los prefijos y sufijos que correspondan a su valencia (ver tabla). En el ejemplo el nombre del HClO, ácido hipocloroso pues el cloro actúa con valencia + 1.

Existe también otro grupo de ácidos, que **no** contienen oxígeno en su molécula, que se denominan **hidrácidos** y que se obtienen cuando se combinan elementos **no metálicos** con **hidrógeno** que habitualmente presenta valencia de (+1), por lo tanto la **valencia** por los **no metales** en este caso será **negativa**.

Ejemplo: El mismo cloro también forma un hidrácido que es:



H⁺¹ Cl⁻¹ se cruzan las valencias y queda:



Propiedades de los ácidos

- a) Tienen sabor agrio.
- b) Reaccionan con las bases a hidróxidos produciendo sal y agua (Neutralización).
- c) Tienen olor picante intenso.
- d) Al contacto con la piel causan ardor.
- e) Son muy corrosivos, es decir, degradan los metales formando sales y liberando oxígeno.

Acidos		Sales	
Prefijos	Terminación	Prefijo	Terminación
hipo	oso	hipo	ito
	oso		ito
	ico		ato
per	ico	per	ato

Así por ejemplo el H_2SO_4 se llama ácido sulfúrico y el compuesto Na_2SO_4 se llama sulfato de sodio.

4.2 Ecuación química

Definición: Son expresiones matemáticas abreviadas que se utilizan para describir lo que sucede en una reacción química en sus estados inicial y final. En ella figuran dos miembros; en el primero, los símbolos o fórmulas de los reactantes, **reaccionantes o reactivos** y en el segundo los símbolos o fórmulas de **los productos**. Para separar ambos miembros se utiliza una flecha que generalmente se dirige hacia la derecha, indicando el sentido de la reacción:



Ej. : La ecuación química que describe la reacción entre el magnesio y el oxígeno es:



Reactantes

Producto

Significado de las ecuaciones químicas:

- Cualitativo:** Indica la clase o calidad de las sustancias reaccionantes y productos. En la ecuación anterior, el magnesio reacciona con el oxígeno para obtener óxido de magnesio
- Cuantitativo:** Representa la cantidad de átomos, moléculas, el peso o el volumen de los reactivos y de los productos.

En la ecuación química anterior, se entiende que dos moléculas (o moles) de magnesio, reaccionan con una molécula (o mole) de oxígeno para obtenerse dos moléculas (o moles) de óxido de magnesio. También se puede calcular la cantidad en gramos del producto, tomando como base los pesos atómicos de los reaccionantes (Con ayuda de la Tabla Periódica).

Características de las Ecuaciones Químicas:

- Los reactantes y productos se representan utilizando símbolos para los elementos y fórmulas para los compuestos.
- Se debe indicar el estado físico de los reactantes y productos entre paréntesis: (g), (l), (s); (ac.) si se presentan en estado gaseoso, líquido, sólido o en solución acuosa respectivamente.
- El número y tipo de átomos en ambos miembros deben ser iguales, conforme al principio de conservación de la masa; si esto es así, la ecuación está balanceada.

4.3 TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS

Definición: Son procesos químicos donde las sustancias intervinientes, sufren cambios en su estructura, para dar origen a otras sustancias. El cambio es más fácil entre sustancias líquidas o gaseosas, o en solución, debido a que se hallan más separadas y permiten un contacto más íntimo entre los cuerpos reaccionantes.

También se puede decir que es un fenómeno químico, en donde se producen sustancias distintas a las que les dan origen.

Características o Evidencias de una Reacción Química:

- Formación de precipitados.
- Formación de gases acompañados de cambios de temperatura.
- Desprendimiento de luz y de energía.

Reglas:

- En toda reacción se conservan los átomos y las cargas (si hay iones)
- No puede ocurrir un proceso de oxidación o de reducción aislado, ambos ocurren simultáneamente.
- No se pueden formar productos que reaccionen enérgicamente con alguno de los productos obtenidos.

Ej. :



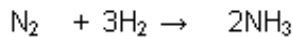
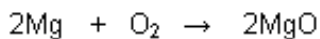
Tipos de Reacciones Químicas:

4.3.1 Reacciones de composición, adición o síntesis:

Cuando dos o más sustancias se unen para formar una más compleja o de mayor masa molecular:

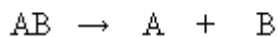


Ej. :

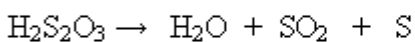
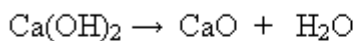


4.3.2. Reacciones de descomposición:

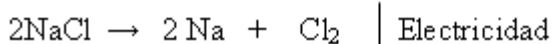
Cuando una sustancia compleja por acción de diferentes factores, se descompone en otras más sencillas:



Ej. :



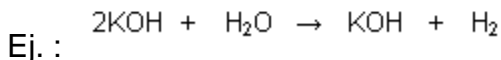
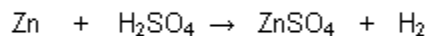
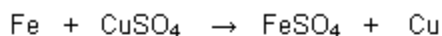
| Calor*



Cuando las descompone el calor, se llaman también de disociación térmica.

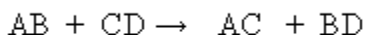
4.3.3. Reacciones de Sustitución Simple:

Denominadas también de simple desplazamiento cuando una sustancia simple reacciona con otra compuesta, reemplazando a uno de sus componentes.

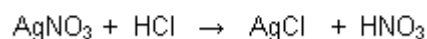
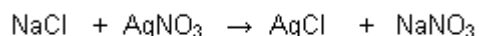
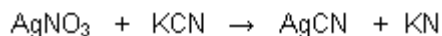
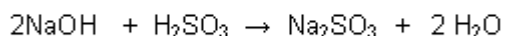
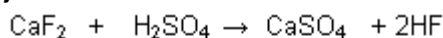


4.3.4. Reacciones de sustitución doble:

También se denominan de doble desplazamiento o metátesis y ocurren cuando hay intercambio de elementos entre dos compuestos diferentes y de esta manera originan nuevas sustancias. Se presentan cuando las sustancias reaccionantes están en estado iónico por encontrarse en solución, combinándose entre sí sus iones con mucha facilidad, para formar sustancias que permanecen estables en el medio reaccionante:



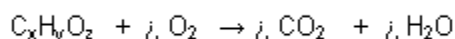
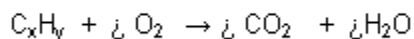
Ej. :



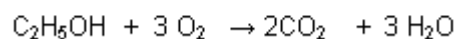
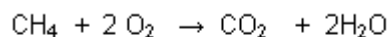
4.3.5 Reacción de Combustión:

En estas reacciones, el oxígeno se combina con una sustancia combustible y como consecuencia se desprende calor y/o luz. Las sustancias orgánicas pueden presentar reacciones de combustión completa o incompleta:

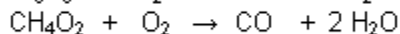
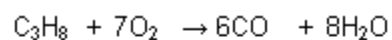
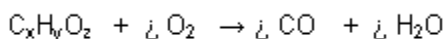
R. Completa: Cuando se forma como producto final CO_2 y H_2O (en caso de sustancias orgánicas)



Ej. :



R. Incompleta: Cuando el oxígeno no es suficiente, se produce CO y H_2O , aunque muchas veces se produce carbón.



4.4 Balanceo de ecuaciones químicas

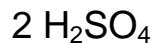
Balancear una ecuación química es igualar el número y clase de átomos, iones o moléculas reactantes con los productos, con la finalidad de cumplir la ley de conservación de la masa.

Para conseguir esta igualdad se utilizan los coeficientes estequiométricos, que son números grandes que se colocan delante de los símbolos o fórmulas para indicar la cantidad de elementos o compuestos que intervienen en la reacción química. No deben confundirse con los subíndices que se colocan en los símbolos o fórmulas químicas, ya que estos indican el número de átomos que conforman la sustancia. Si se modifican los coeficientes, cambian las cantidades de la sustancia, pero si se modifican los subíndices, se originan sustancias diferentes.

Para balancear una ecuación química, se debe considerar lo siguiente:

- Conocer las sustancias reaccionantes y productos.
- Los subíndices indican la cantidad del átomo indicado en la molécula.
- Los coeficientes afectan a toda la sustancia que preceden.
- El hidrógeno y el oxígeno se equilibran al final, porque generalmente forman agua (sustancia de relleno). Esto no altera la ecuación, porque toda reacción se realiza en solución acuosa o produce sustancias que contienen agua de cristalización.

Ej. :



Significa:

- Hay dos moléculas de ácido sulfúrico (o dos moles)
- En cada molécula hay dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno.
-

Métodos para Balancear Ecuaciones

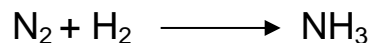
Tenemos diferentes métodos que se utilizan según convengan, de acuerdo al tipo de reacción, las cuales pueden ocurrir:

- a) Sin cambio de estados de oxidación en ningún elemento reaccionante:
 - Ensayo y Error o Tanteo.
- b) Algunos elementos cambian su valencia:
 - REDOX

4.4.1 Método de las aproximaciones (o de tanteo)

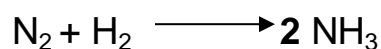
Se emplea para balancear ecuaciones sencillas. Se realiza al "cálculo" tratando de igualar ambos miembros. Para ello utilizaremos el siguiente ejemplo:

Balancear:

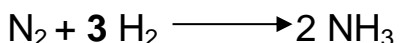


- Identificamos las sustancias que intervienen en la reacción. En este caso el nitrógeno y el hidrógeno para obtener amoníaco.
- Se verifica si la ecuación está balanceada o no. En este caso notamos que ambos miembros no tienen la misma cantidad de átomos, por lo tanto no está balanceada.
- Se balancea la ecuación colocando coeficientes delante de las fórmulas o símbolos que los necesitan. Empezar con los elementos metálicos o por el que se encuentra presente en menos sustancias:

Primero balanceamos el nitrógeno:

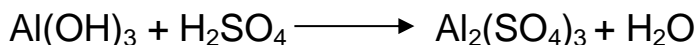


El hidrógeno y oxígeno quedarán para el final. Seguidamente balanceamos el hidrógeno:

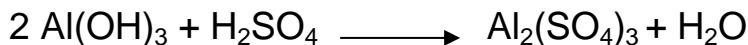


Si un coeficiente no es entero, entonces debe multiplicar todos por el mayor de los denominadores. En este caso no ocurre.

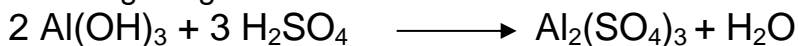
Balancear:



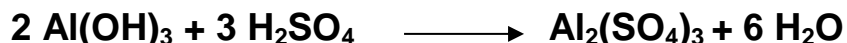
- Primero balanceamos el metal aluminio:



- Luego seguimos con el azufre:



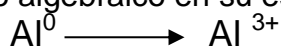
- Finalmente continuamos con el hidrógeno, el oxígeno resulta balanceado automáticamente:



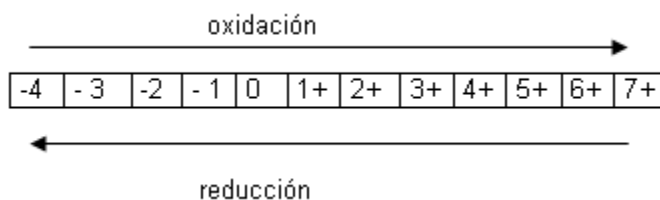
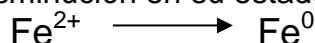
4.4.2 Método de óxido-reducción

Recordemos:

Oxidación: Es un cambio químico, en el cual un átomo o grupo de átomos pierde electrones. En una ecuación química se nota por el aumento algebraico en su estado de oxidación. Ej. :



Reducción: Cambio químico, en el cual un átomo o grupo de átomos gana electrones. En una ecuación química se distingue por la disminución en su estado de oxidación. Ej. :



* Cada salto equivale a un electrón.

Ej. : Si el Al cambia su estado de oxidación de 0 a 3+, significa que ha perdido tres electrones. En cambio el Fe, que ha variado de 2+ a 0, ha ganado dos electrones.

En una reacción química REDOX, la oxidación y la reducción ocurren simultáneamente. El número de electrones ganado por un átomo o grupo de átomos, es perdido por otro átomo o grupo de átomos. En estas reacciones NO hay producción ni consumo de electrones, sólo hay transferencia.

Los elementos que **ceden** electrones se **oxidan** y se llaman **reductores**.

Los elementos que **ganan** electrones se **reducen** y se denominan **oxidantes**.

El **número de oxidación**, representa el estado de oxidación de un átomo. Permite determinar la cantidad de electrones ganados o perdidos en un cambio químico por un átomo, una molécula o un ión. Se determina de la siguiente manera:

Los iones simples como Na^+ , Ca^{2+} , S^{2-} , etc., tienen un número de oxidación idéntico a su carga (1+, 2+, 2-), respectivamente.

- Los átomos o moléculas de los elementos libres Fe, Cu, O, P_4 , Cl_2 , etc., tienen número de oxidación 0 (cero), pues no han perdido ni ganado electrones.
- En diferentes compuestos el H y el O tienen número de oxidación 1+ y 2- respectivamente, excepto en los casos en que el hidrógeno forma parte de los hidruros (NaH , LiH ...) y el oxígeno

forma peróxidos (H₂O₂...) en ambos casos exhiben número de oxidación 1-; o cuando reacciona con el fluor.

- El número de oxidación de otros átomos en moléculas o iones complejos, se establece así:
- El número de oxidación de los elementos conocidos como el hidrógeno y oxígeno, se escriben en la parte superior en los lugares respectivos. Se multiplica luego por el número de átomos (2*4, 1*2) y los productos se escriben en la parte inferior. La suma total de los números de oxidación de los iones complejos es igual a la carga del ion. En una molécula neutra la suma total es cero; por lo tanto, el número de oxidación del átomo problema se calcula así:

1+		2-	
H ₂	S	O ₄	
2+	X	8-	0

$$1+(2) + X + 2-(4) = 0$$

$$2 + X + 8- = 0$$

$$X = 8 - 2$$

$$X = 6$$

1+		2-	
H ₂	S	O ₄	
2+	6	8-	0

El número encontrado se divide entre el número de átomos problema (6/1) y el resultado es el número de oxidación buscado(en este caso del azufre):

1+	6+	2-	
H ₂	S	O ₄	
2+	6+	8-	0

Para saber si un átomo gana o pierde electrones de manera directa se puede tomar como referencia los signos (+) ganancia y (-) pérdida de electrones, para luego plantear la siguiente operación:



Entonces:

$$AE^x - BE^x = \begin{cases} \text{Si sale (+)} = \text{Ganancia de } e^- \text{ (Reducción)} \\ \text{Si sale (-)} = \text{Pérdida de } e^- \text{ (Oxidación)} \end{cases}$$

Ej. :



$$Br^{1-} - Br^{5+} = (1-) - (5+) = \text{Sale } (-6)$$

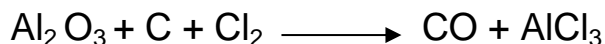
Pierde seis electrones, entonces hay una oxidación.

Luego:



Estos cálculos que parecen engorrosos y una pérdida de tiempo se pueden realizar mentalmente, facilitando todo el trabajo. Ej. :

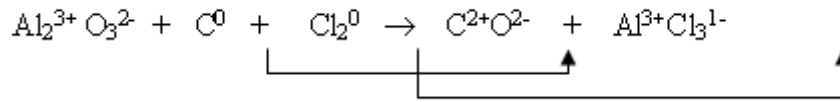
Balancear:



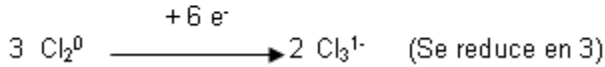
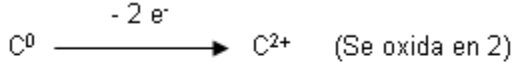
Se determinan los números de oxidación para determinar cambios:



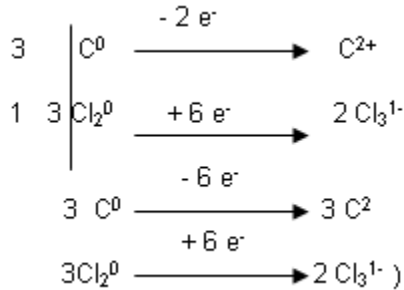
Se detecta quienes se han oxidado y quienes se han reducido de acuerdo al cambio del número de oxidación:



Se procede a escribir las ecuaciones iónicas:



Se multiplica en las ecuaciones el número de electrones por coeficientes adecuados para que el total de electrones perdidos sea igual al número de electrones ganados:



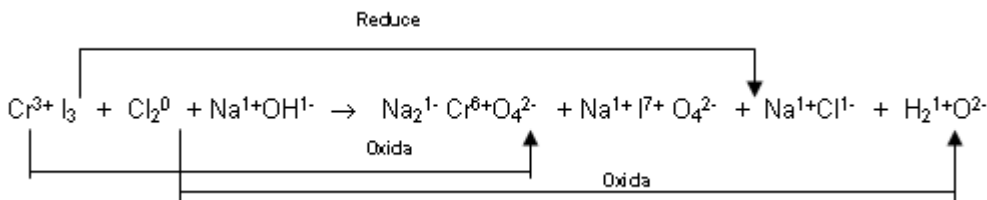
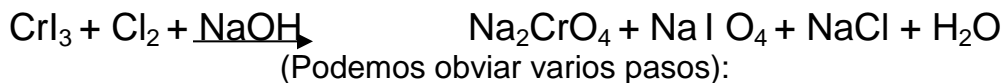
Se asignan como coeficientes de las sustancias afectadas en la ecuación, los factores que se utilizaron para que el número de electrones sea igual:



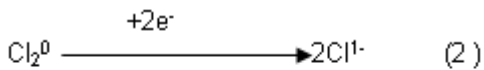
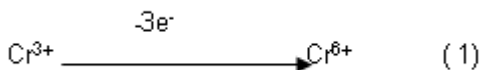
Se concluye el balanceo por tanteo. En el ejemplo como la ecuación ya quedó balanceada, no es necesario este proceso.

(Nota: Hay modificaciones según los diversos autores)

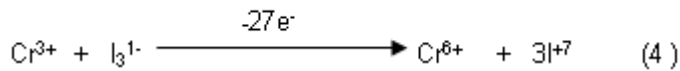
Balancear:



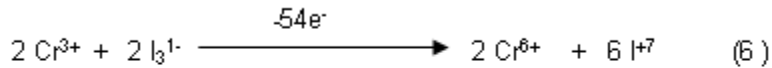
En este caso especial tres átomos cambian su valencia:



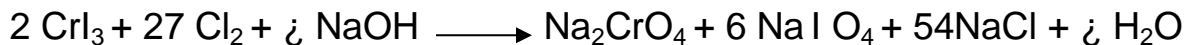
Sumamos las ecuaciones (1) y (3) para hacer una sola ecuación de oxidación:



Iguualamos la cantidad de electrones multiplicando por los factores respectivos: (Por 2 la ec. 4 y por 27 la ec. 5)



Se puede establecer una ecuación básica sumando:



Completando:



4.5 Cambios energéticos en las reacciones químicas

La humanidad ha utilizado desde el principio de su existencia reacciones químicas para producir energía. En primer lugar mediante la combustión de madera o de carbón, pasando por las que tienen lugar en los motores de explosión de los coches y llegando hasta las más sofisticadas, que tienen lugar en los motores de propulsión de las naves espaciales.

Las reacciones químicas van acompañadas en unos casos de un desprendimiento y en otros de una absorción de energía, pero ¿de dónde procede esta energía?

Cada átomo y cada molécula de una sustancia posee una determinada energía química o energía interna característica, que depende de las energías cinética y potencial de las partículas constituyentes: átomos, electrones y núcleos. Por tanto, se puede afirmar que los reactivos de una reacción química poseen un determinado contenido energético propio (energía interna) y los productos otro diferente.

Si en una reacción química disminuye la energía interna del sistema, se desprende energía. Si, por el contrario, aumenta la energía interna, se absorbe energía.

La energía de una reacción es la energía que se pone en juego en la reacción y, por tanto, es igual al balance de energía interna entre los productos y los reactivos.

Si existe desprendimiento de energía calorífica, la reacción se denomina exotérmica y, por el contrario, si para que se efectúe la reacción, **se requiere el aporte de energía calorífica, la reacción se llama endotérmica.**

La energía desprendida o absorbida puede ser en forma de energía luminosa, eléctrica, etc, pero habitualmente se manifiesta en forma de calor, por lo que el calor desprendido o absorbido en una reacción química, se llama **calor de reacción** y tiene un valor característico para cada reacción, en unas determinadas condiciones de presión y temperatura. **Las reacciones químicas pueden entonces clasificarse en: exotérmicas o endotérmicas, según se dé desprendimiento o absorción de calor.**