



Ministerio
de **Educación**

Recursos Didácticos para Primer Año de **Bachillerato**

QUÍMICA

**BLOQUE 3:
AMPLIACIÓN DE NUESTRO CONOCIMIENTO
SOBRE LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA**

SUBSECRETARÍA DE FUNDAMENTOS EDUCATIVOS
DIRECCIÓN NACIONAL DE CURRÍCULO

2013

Tabla de contenido

TEMA UNO: PRIMERAS IDEAS SOBRE EL ÁTOMO	5
TEORÍAS ATOMISTAS Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA.....	7
TEORÍA ATÓMICA DE DALTON	8
COMPOSICIÓN DE LAS SUSTANCIAS.....	9
NATURALEZA DE LA CARGA ELÉCTRICA.....	10
MODELO ATÓMICO DE THOMSON	16
MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD.....	19
LA MASA ATÓMICA QUE MIRAMOS EN LA TABLA PERIÓDICA	21
TEMA DOS: TEORÍA ATÓMICA MODERNA.....	23
EL ÁTOMO SEGÚN BOHR	25
HACIA UN MODELO ATÓMICO DE ACTUALIDAD	27
NIVELES DE ENERGÍA DE LOS ELECTRONES	28
EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO	33
ESTRUCTURAS ELECTRÓNICAS DE LOS ÁTOMOS	34
DESARROLLO DE ESTRUCTURAS ELECTRÓNICAS (I)	34
DESARROLLO DE ESTRUCTURAS ELECTRÓNICAS (II)	36
DIAGRAMA ORBITAL.....	39
TEMA TRES: ¿QUÉ SUCEDE CUANDO HAY QUÍMICA ENTRE LOS ÁTOMOS?	43
ENLACE IÓNICO	45
ENLACE COVALENTE	47
ENLACE COVALENTE COORDINADO	52
ENLACE METÁLICO	54
PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS, COVALENTES Y METÁLICOS	54



destinofinal.org



meteoreportajeame2007.blogspot.com



cienciart.com

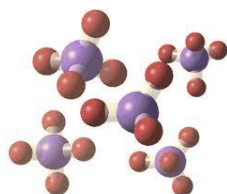
AL FINALIZAR EL PRESENTE BLOQUE DESARROLLARÁS LAS SIGUIENTES DESTREZAS CON CRITERIOS DE DESEMPEÑO

- Describir brevemente las **primeras teorías atomistas** sobre la estructura de la materia, con la explicación de sus **postulados** y de la **teoría atómica de Dalton**.
- Analizar la **composición atómico – molecular y propiedades de las sustancias** desde la identificación de la **naturaleza de la carga eléctrica**, la explicación del proceso de **descubrimiento de los iones** y la relación entre los diferentes componentes del átomo.
- Diferenciar **número atómico** y **masa atómica** de los elementos con la observación de material audio visual sobre la estructura de los **átomos** y de los **isótopos**.
- Describir la **teoría atómica moderna** desde la explicación de sus **antecedentes**, de los **modelos atómicos**, de los **niveles y subniveles de energía de los electrones** y de su **distribución y formas de diagramado**.
- Describir la **organización general de las partículas subatómicas** con la interpretación de un **átomo nucleario**.
- Relacionar las **propiedades de los compuestos químicos** con los diferentes **tipos de enlace químico que poseen**, desde la explicación sobre la importancia de la **regla del octeto** y de la descripción de sus **características**.
- Reconocer la **influencia de la energía de ionización, de la afinidad electrónica y de la electronegatividad en la formación de enlaces** a partir de la descripción de estas propiedades de los elementos químicos y de sus variaciones en la tabla periódica.
- Establecer las **formas existentes de representar los diferentes tipos de enlace** desde la ilustración de la **geometría de moléculas** diversas tomando en cuenta la **teoría de repulsión de los pares de electrones no enlazantes**.
- Comparar las distintas **propiedades de los compuestos químicos** de acuerdo con las **distintas fuerzas de atracción intermolecular** que poseen, con la observación de diagramas, videos o sustancias químicas en el laboratorio y con

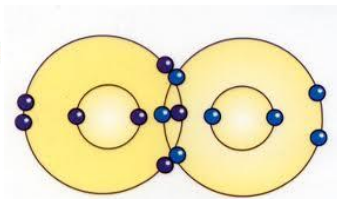
la descripción de las razones por las que no debemos confundir “fuerzas de atracción intermolecular” con “enlaces”



senacely.blogspot.com



definicionabc.com



aguasnu2matematicas.blogspot.com

Átomos y moléculas

..... Y LOS SIGUIENTES INDICADORES NOS DARÁN CUENTA DE TU PROCESO

- Representa mediante dibujos, la estructura nuclear y cortical de los átomos que se le indiquen.
- Representa a los átomos mediante la notación autorizada por la I.U.P.A.C.



- Define “Z” y lo establece en los elementos que se requieran, además define el concepto “isótopo” y los representa de acuerdo con lo estipulado por la I.U.P.A.C.
- Define “A” y la calcula eficientemente a partir de las masas isotópicas.
- Enuncia los aspectos más importantes de la Teoría Atómica Moderna y los explica mediante ejemplos.
- Reconoce la importancia científica del Modelo Atómico de Bohr y lo representa mediante dibujos claramente rotulados.
- Reconoce los niveles y subniveles de energía de los átomos, además establece sus números de saturación.
- Representa las estructuras electrónicas de los elementos de la tabla periódica.
- Aplica la regla del octeto en ejercicios prácticos.
- Define y representa mediante diagramas la realización de un enlace iónico, covalente apolar, covalente polar, covalente coordinado y metálico, además explica las propiedades de los compuestos que poseen estos enlaces.
- Representa mediante diagramas electrón - punto “estructuras de Lewis”, enlaces iónicos y covalentes en compuestos de diverso grado de complejidad.
- Explica mediante ejemplos la Teoría de repulsión del par de electrones no enlazantes.

- Explica las formas de actuación de las diferentes fuerzas de atracción intermolecular.

PARA EL INICIO DE ESTE BLOQUE ES NECESARIO QUE RECUERDES ASPECTOS COMO

¿Por qué no podemos tener una visión clara del átomo y nos tenemos que conformar con modelos?

¿Cómo pudieron nuestros primeros investigadores indagar sobre la posible estructura atómica?

¿Cuáles son las partículas más pequeñas que conservan las propiedades de un elemento?

¿Cuáles son las partes de un átomo y qué partículas están en cada una de ellas?

¿Por qué unos átomos se combinan con otros?

¿Qué partículas atómicas intervienen en la formación de enlaces?

¿Solamente los átomos se enlazan?,

¿Las moléculas acaso también se enlazarán?

TEMA UNO: PRIMERAS IDEAS SOBRE EL ÁTOMO

Lee con atención

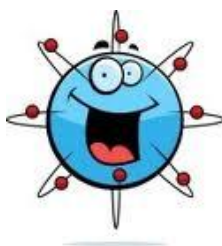
El átomo en broma

Había una vez, en un lugar que puede estar en cualquier parte, tres hermanitos llamados **Protonito, Electronito y Neutronito**. Dos de ellos, **Protonito y Neutronito siempre estaban en casa** formando un **núcleo** muy unido, mientras que **Electronito prefería pasar dando vueltas fuera de ella**.

Protonito era muy **positivo** frente a la vida y a sus circunstancias, siempre estaba de buen ánimo, por otra parte Electronito, pese a que era **el más pequeño de todos**, era muy **negativo**, siempre discutía con todos y se peleaba, y por último Neutronito era el que calmaba los aires tensos entre los dos hermanos.

Protonito prefería estar en casa precisamente para evitar peleas con Electronito quien ya era conocido por su temperamento. Neutronito por su parte, también se quedaba en la casa, para evitar las peleas que se producirían si Electronito entraba. Así entre todos, formaban la Villa **Átomo**, la **más pequeña** y monótona de todas.

Adaptación:



es.123rf.com

Luego, contesta en tu cuaderno, las siguientes preguntas:

- 1.- ¿Cómo se llaman los tres hermanos que habitan Villa átomo?
- 2.- ¿Qué ubicación dentro de Villa Átomo ocupaban dos de ellos? ¿Cómo se llamaban?
- 3.- El hermano más problemático. ¿Qué ubicación ocupaba dentro de esta Villa?
- 4.- Si deseamos ser bien considerados en el medio donde nos desenvolvemos. ¿Cómo debería ser nuestro temperamento?



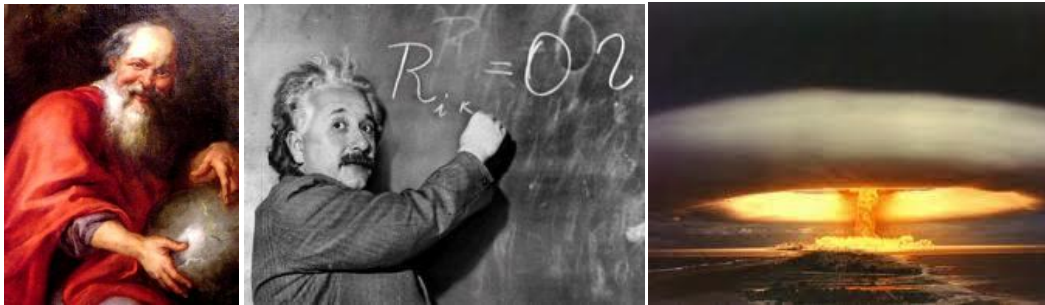
SIEMPRE.....PIENSA

INTRODUCCIÓN

El átomo es la **unidad más pequeña posible de un elemento químico que conserva sus propiedades**, en la **filosofía griega**, la palabra "átomo" se empleaba para referirse a la parte de materia más pequeño que podía concebirse. Esa "**partícula fundamental**", se consideraba **indestructible**. De hecho, átomo significa en griego "**no divisible**". El **conocimiento** sobre los aspectos más importantes de los átomos como **su tamaño y su naturaleza avanzó** muy lentamente a lo largo de los siglos ya que la gente por lo general, se limitaba a **especular sobre él**.

Con la estructuración de las **ciencias experimentales** a partir del siglo XVI los avances en la teoría atómica se hicieron **más rápidos**. Los científicos se dieron cuenta muy pronto de que todos los líquidos, gases y sólidos pueden descomponerse en sus constituyentes últimos, o elementos. Por ejemplo, se descubrió que el aire, es una mezcla de los gases nitrógeno, oxígeno y otros.

En este bloque, iniciaremos con un viaje por la **historia** de las investigaciones sobre el átomo, luego analizaremos los aspectos más importantes que consolidaron la **teoría atómica moderna**, continuaremos conociendo la forma en la que los **átomos interactúan para formar compuestos** y la manera en la que se relacionan **las moléculas de los compuestos químicos** entre sí.



vidasfamosas.com

fisicazone.com

fisicazone.com

EN BUSCA DEL ÁTOMO

TEORÍAS ATOMISTAS Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA

La teoría atómica se inició hace miles de años como un **concepto filosófico**, con una primera etapa conocida como **atomismo filosófico**, en este cuadro podrás ver un resumen de los trabajos más importantes de esta época:

EMPÉDOCLES:	(495/490 a 435/430 a. C.) Filósofo y político democrático griego	Postuló la teoría de las cuatro raíces o elementos : En ella afirmaba que toda materia estaba compuesta de cuatro "elementos": tierra, aire, agua y fuego.
LEUCIPO	(460 a 370 a.C.) Filósofo griego	Fundadores de la escuela atomista ; Pensaban que las formas de la materia eran divisibles hasta cierto punto en partículas muy pequeñas indivisibles llamadas átomos.
DEMÓCRITO	(460 al 370 a. C.) Discípulo de Leucipo	

	Filósofo Griego	
ARISTÓTELES:	(384 a. C. – 322 a. C.) Filósofo, lógico y científico Griego	Se fue en contra de la teoría de Demócrito y Leucipo y apoyó y desarrolló la teoría de Empédocles. Gracias a su gran prestigio, su teoría dominó el pensamiento científico y filosófico hasta principios del siglo XVII.

Posteriormente, la **segunda etapa** de la teoría atómica estuvo caracterizada por la incorporación **de la investigación científica** como **base** para el enunciado de teorías y leyes, esta etapa inicia con los trabajos desarrollados por John Dalton.

TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

John **Dalton**, científico británico (1766-1844) resucitó el concepto de **átomo** enunciado siglos atrás por **Leucipo** y **Demócrito** y, **por primera vez**, propuso una teoría basada en hechos y pruebas **experimentales**. Los **puntos más importantes** de la teoría atómica de Dalton son:

1	Los elementos químicos están formados por partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos .
2	Los átomos del mismo elemento son semejantes en masa y en tamaño.
3	Lógicamente, los átomos de elementos distintos tienen masas y tamaños diferentes .
4	Los compuestos químicos se forman por la unión de dos o más átomos de elementos diferentes .
5	Los átomos se combinan para formar compuestos , en relaciones numéricas sencillas como por ejemplo de uno a uno, de dos a dos, de dos a tres, etc.
6	Los átomos de dos elementos se pueden combinar en diferentes proporciones para formar más de un compuesto .

Investigación individual.- Plantear a los estudiantes las siguientes preguntas: ¿Qué sucedería si dividiéramos un pedazo de materia muchas veces? ¿Llegaríamos al final hasta una parte indivisible o podríamos seguir y seguir dividiéndola?

Para explicar estas preguntas los griegos desarrollaron dos teorías: el **atomismo** y el **continuismo**, en una hoja del cuaderno el estudiante desarrollará un ensayo de doscientas palabras en el que explique ¿En qué consiste cada una de estas teorías?

IMPORTANCIA DE LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

Esta Teoría se constituyó en el **primer modelo atómico – científico del átomo**, unos principios **se han tenido que corregir** pero **otros se conservan** hasta la actualidad, en el cuadro que verás a continuación te presentamos los criterios que se han ido modificando de acuerdo con las nuevas investigaciones desarrolladas:

•	Los átomos están formados por partículas subatómicas .
•	No todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa .
•	En ciertas condiciones los átomos se pueden descomponer .

COMPOSICIÓN DE LAS SUSTANCIAS

Además, **de la teoría de Dalton se han desprendido dos leyes** muy importantes dentro de la Química contemporánea.

LEY DE LAS COMPOSICIONES DEFINIDAS

"Un compuesto contiene siempre dos o más elementos combinados en una proporción de masa definida"

Ejemplo; En el agua, cuya fórmula es H_2O , hay 8,0 gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno, la proporción entre estos dos elementos es entonces de 2 a 1 y se la representa 2:1.

LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

"Los átomos de dos o más elementos se pueden combinar en proporciones diferentes para producir más de un compuesto"

Ejemplos: El nitrógeno y el oxígeno se combinan de varias formas, constituyendo varios compuestos tales como: NO, NO₂, N₂O₅, N₂O₃; sus relaciones son 1:1, 1:2, 2:5 y 2:3.



windows2universe.org

innoversia.net

gomollon.com

COMPUESTOS DEL NITRÓGENO

Trabajo individual.- En el cuaderno de trabajo, los estudiantes desarrollarán las siguientes cuestiones:

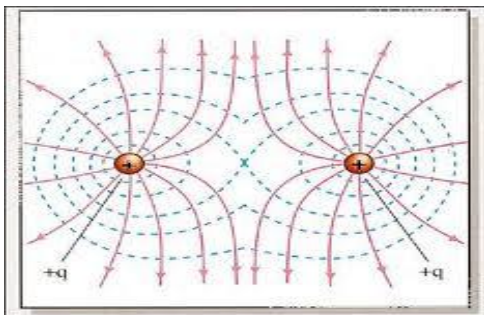
- 1.- ¿Qué científico desarrolló la Ley de las Composiciones Definidas?, ¿Podría indicar algunos aspectos importantes de su biografía?.
- 2.- ¿Qué científico desarrolló la Ley de las Proporciones múltiples?, ¿Podría indicar algunos aspectos importantes de su biografía?
- 3.- En los compuestos CO₂ y P₂O₃ ¿Qué proporción en masa existe entre los dos elementos que los constituyen?, ¿Cuáles serán sus proporciones numéricas?
- 4.- El Cloro y el Oxígeno se pueden combinar de varias formas para estructurar compuestos diversos. ¿Podrías averiguar cuáles son esas formas y escribir las fórmulas que resultan de dichas combinaciones?, indica además, las proporciones numéricas entre los dos elementos mencionados, en cada una de las fórmulas.

NATURALEZA DE LA CARGA ELÉCTRICA

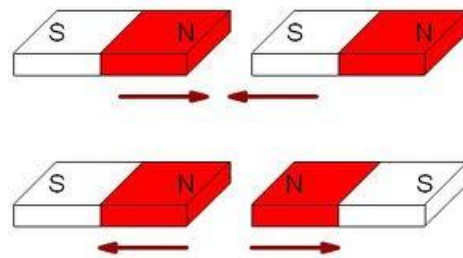
¿Alguna ocasión caminaste sobre un piso alfombrado en un día seco? Si lo hiciste, estamos seguros que habrás sentido una sensación especial, de igual forma cuando se te eriza el cabello o cuando te sacas una prenda de lana que ha estado muchas horas pegada a tu cuerpo.

Todos estos fenómenos son el resultado de la acumulación de **carga eléctrica**, esta carga **puede pasar de unos cuerpos a otros**, ahora te presentaremos algunas **propiedades** de dicha carga eléctrica:

- 1- La carga puede ser de dos tipos: **Positiva y negativa**.
- 2- Las cargas de **distintos tipos se atraen** mientras que **las del mismo tipo se repelen**.
- 3- La carga eléctrica **puede pasar de un cuerpo a otro** por **contacto** o por **inducción**.
- 4- Cuando **menor sea la distancia** entre dos cargas, **mayores serán sus fuerzas** de interacción (atracción o repulsión).



web.educastur.princast.es



portafolifisicaelemental.wikispaces.com

CARGAS DE IGUAL TIPO SE REPELEN

CARGAS DE DIFERENTE TIPO SE ATRAEN

DESCUBRIMIENTO DE LOS IONES

El científico inglés Michael Faraday descubrió que **determinadas sustancias disueltas en agua podían conducir la corriente eléctrica** debido a que una parte de sus átomos eran atraídos por el electrodo positivo mientras que otros átomos eran atraídos hacia el electrodo negativo. Faraday llegó a la conclusión de que **esos átomos estaban cargados eléctricamente**. Los llamó **iones**.

Observó además que **determinados compuestos** se podían **descomponer** en sus átomos constitutivos pasando una corriente eléctrica a través de ellos.

Las cargas eléctricas (electrones o iones) en movimiento producen una corriente eléctrica, las cargas se mueven siempre a través de un **medio conductor** que bien puede ser un **metal** como por ejemplo el cobre o el aluminio presente en cables y alambres o también el **agua**, en el caso de las disoluciones acuosas de determinadas sustancias.

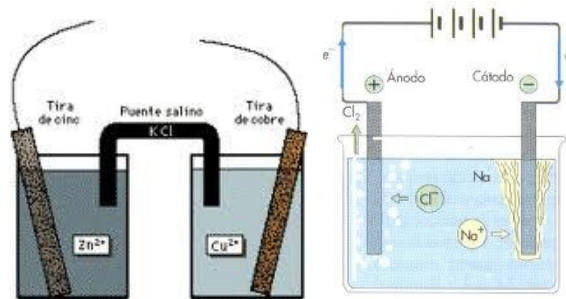


travelblog.org

vientoyvela.blogspot.com

publico.es

EL MEDIO CONDUCTOR DE CARGAS PUEDE SER UN METAL COMO EL COBRE Y EL ALUMNIO QUE FORMAN PARTE DE LOS CABLES Y ALAMBRES QUE MIRAS POR LAS CALLES.



fisicanet.com.ar

franciscanoscartagena.net

EL MEDIO CONDUCTOR DE CARGAS EN LAS DISOLUCIONES ELECTROLÍTICAS ES EL AGUA.

Svante Arrhenius, científico sueco, profundizó esos estudios, al establecer que los **iones** son **átomos cargados positiva o negativamente**, al fundir ciertas sustancias como el cloruro de sodio, observó que conducían la corriente eléctrica sin necesidad de estar disueltas en agua.

Arrhenius explicó esto indicando que al fundir dichas sales (iónicas) se formaba un ión positivo Na^+ y otro negativo Cl^- .

Mencionó además, que los **iones positivos** eran **atraídos** por el borne, electrodo o polo **negativo** del circuito, llamado también **cátodo**, por esta razón estos iones fueron llamados **cationes (viajeros al cátodo)**.

Los **iones negativos** en cambio, eran **atraídos** por el electrodo o polo **positivo** del circuito, llamado también **ánodo**, por esa razón estos iones fueron llamados **aniones (viajeros al ánodo)**.

Los trabajos realizados por Faraday y Arrhenius sirvieron para que el físico irlandés G. Stoney establezca en 1891 la existencia de una **unidad fundamental de electricidad asociada a los átomos a la que llamó electrón**, lamentablemente la falta de tecnología adecuada, le impidió demostrar experimentalmente su idea.

En el año 1897 J. J. Thomson **diseñó un procedimiento experimental** que al fin permitió demostrar la existencia del **electrón**.

Baúl de conceptos.-

- **Anión.**- Ión negativo.
- **Borne.**- Botón metálico al que va unido un hilo conductor, bien sea para rematarlo o para conectarlo con otro circuito.
- **Catión.**- Ión positivo.
- **Electrodo.**- Extremo de un cuerpo conductor en contacto con un medio del que recibe o al que transmite una corriente eléctrica.
- **Fundir.**- Convertir un sólido en líquido por medio de la temperatura.
- **Ión.**- Átomo cargado eléctricamente, su nombre proviene de la palabra griega que significa "vagabundo".
- **Polo.**- Sinónimo de borne o electrodo.

¿CÓMO SE FUERON CONOCIENDO LOS COMPONENTES DEL ÁTOMO?

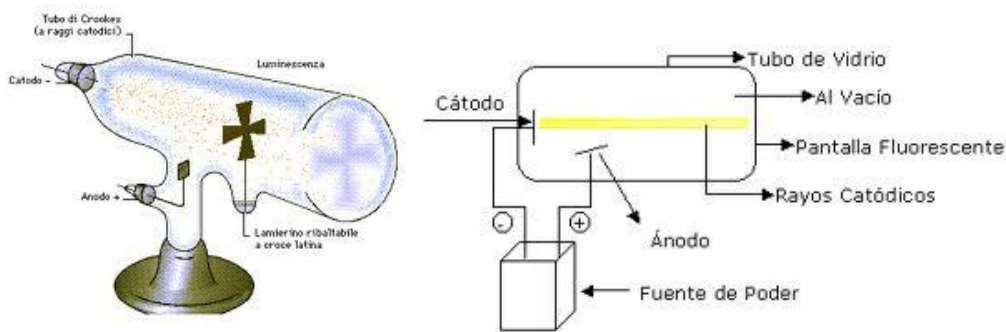
DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN

Como ya lo habrás analizado, **los avances tecnológicos que trajeron como consecuencia la invención de nuevos y mejores instrumentos para la investigación científica, fueron claves para el desarrollo de la Teoría Atómica**, en la página anterior puedes darte cuenta de esto, G. Stoney no pudo demostrar experimentalmente la existencia del electrón, pero luego de unos años, Thomson si lo pudo hacer, pero ¿Cómo lo hizo?, ¿En qué se apoyó?

Thomson ideó una serie de experiencias con los **rayos catódicos**, observados, por un científico llamado **William Crookes**, en unos tubos diseñados por él, estos tubos se llamaron **tubos de descarga**, más adelante, investigaremos un poco sobre estos trabajos.

Estos tubos de descarga que contenían un **gas a baja presión** y al cual se le aplicaba un **alto voltaje**. Estas radiaciones que **salen del cátodo** (polo negativo) y se dirigen al **ánodo** (polo positivo), fueron determinadas por Thomson como **partículas negativas** a las que llamó **electrones**.





Tomado de: <http://iiquimica.blogspot.com/2006/02/experiencias-que-demuestran-la.html>

EN EL INTERIOR DE ESTE DISPOSITIVO SE ENCUENTRA UN GAS A PRESIÓN MUY BAJA. CUANDO SE APLICA UNA TENSIÓN ELÉCTRICA ENTRE LOS ELECTRODOS DEL TUBO, UNA CORRIENTE DE ELECTRONES VA DESDE EL CÁTODO HACIA EL ÁNODO Y PROYECTA LA SOMBRA DEL OBJETO EN FORMA DE CRUZ.

Thomson llegó a tal conclusión al observar que estos rayos de luz eran **desviados de su trayectoria rectilínea**, tanto por un campo **eléctrico** como **magnético**, fue capaz de dilucidar su naturaleza.

Como **la luz ordinaria no es afectada por un imán**, los rayos catódicos correspondían entonces a **una propiedad de la materia y no de la luz**. Posteriormente Millikan determinó su carga eléctrica igual a $1,6 \times 10^{-19}$ coulomb.

- 1.- Los rayos catódicos viajan en línea **recta** y son **materia**.
- 2.- Tienen carga **negativa** pues salen desde el cátodo (-) del tubo.
- 3.- Son **desviados** por campos eléctricos y magnéticos.
- 4.- Producen **sombras** cuando viajan a través de algún cuerpo (tienen materia).
- 5.- Al pasar, **pueden mover aspás** pequeñas de un molinete dentro del tubo (tienen materia).

Estas conclusiones fueron las que le permitieron alcanzar el descubrimiento experimental de la unidad fundamental de carga, la del **electrón**.

Trabajo en equipo.- Los estudiantes deberán organizarse en grupos cooperativos de trabajo y realizarán un cartel con el dibujo del experimento de Thomson, señalando claramente los rayos catódicos, los electrones, la dirección de su viaje, los polos del tubo de descarga, el circuito del tubo de descarga con la fuente de alimentación y las conclusiones de Thomson que le permitieron deducir que los rayos catódicos son materia y no luz.

DESCUBRIMIENTO DEL PROTÓN

En esta vez, Eugen Goldstein utilizó un tubo de rayos catódicos (de Crookes) con el **cátodo perforado** y observó otro tipo de **rayos** que procedían del **ánodo (+)**; éstos atravesaban las perforaciones del cátodo iluminando la zona posterior del tubo. A estos rayos les llamó **rayos canales**. Los llamó canales por la propiedad de atravesar pequeños agujeros o canaletas en el cátodo correspondiente. Goldstein con el aporte valioso de Thomson, postuló que estos rayos estaban compuestos por partículas **positivas**, que posteriormente se les llamó **protones**.

Las propiedades que poseen estos rayos son las siguientes:

- Sufren **desviación** por efecto de campos eléctricos y magnéticos.
- Transportan carga **positiva**.
- La razón **carga/masa** es mucho menor que el valor obtenido para los electrones y depende del gas contenido en el interior del tubo.



Tomado de: <http://www.google.com.ec/imgres?imgurl=http://1.bp.blogspot.com>

Como puedes ver, **Thomson** tuvo mucho que ver en el descubrimiento del **electrón** y **protón** de quien estableció además que su masa es aproximadamente **1837 veces mayor que la del electrón**.

¿Sabías qué?

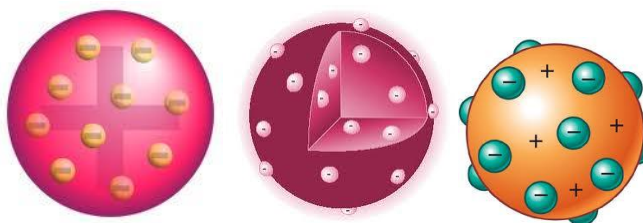
En 1895, Wilhelm Roentgen, estudiando los rayos catódicos, observó que una lámina recubierta con cianuro de bario, que estaba a una cierta distancia del tubo de descarga, emitía una fluorescencia verdosa. "Correspondía a unos rayos que atravesaban los materiales menos densos, como la madera, pero no pasaban a través de los más densos, como los metales. Además no sufren desviaciones por efecto de campos eléctricos o magnéticos. Por estas características, estos rayos no deberían estar formados por partículas cargadas; son como rayos de luz" - informaba Roentgen-. Él apenas tenía idea de cuál era la naturaleza de esos rayos, así que los llamó Rayos X.

MODELO ATÓMICO DE THOMSON

Con estos trabajos una cosa era segura, **el modelo atómico de Dalton ya no era viable**, pues los átomos no resultaron indivisibles, están compuestos de partes más pequeñas y eso obligó a **Thomson a proponer un nuevo modelo atómico**.

Llamado también del “budín de pasas”, otros lo conocen como el de las “bolas de billar”, fue enunciado en 1904, cuando **aún no se descubría el neutrón**.

Thomson indicó en su modelo que los **electrones son cargas negativas** incrustadas en una **esfera** atómica que contiene una cantidad igual de **protones** o cargas **positivas** que hacen del átomo una estructura **eléctricamente neutra**, Indicó además que un átomo podía convertirse en **ión** ganado o perdiendo electrones.



es.wikipedia.org

quimicalibre.com

kalipedia.com

MODELO ATÓMICO DE THOMSON.

DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN

La tercera partícula fundamental descubierta fue el **neutrón**, a manos de James Chadwick, este científico, al **bombardear** una lámina de **berilio** con partículas **alfa (+)**, observó la emisión por parte del metal de una radiación de muy alta energía, similar a los **rayos gamma**. Estudios posteriores demostraron que dicha radiación estaba formada por partículas **neutras** (no se desvía ante la presencia de campos eléctricos) de **masa ligeramente superior a la de los protones**.

El descubrimiento del neutrón permitió entender la razón por la que el átomo de helio tiene una masa 4 veces superior a la del hidrógeno, conteniendo sólo dos protones. La explicación radica en la existencia de 2 neutrones en su núcleo.

En el siguiente cuadro podrás observar **las características de las partículas subatómicas** más importantes del átomo, en orden de descubrimiento:

Partícula subatómica	ELECTRÓN	PROTÓN	NEUTRÓN
----------------------	----------	--------	---------

Símbolo	e ⁻	p ⁺	N ⁰
Masa relativa	1/1837	1	1
Masa real	9.109 x 10 ⁻²⁸ g	1.672 x 10 ⁻²⁴ g	1.674 x 10 ⁻²⁴ g
Carga relativa	-1	+1	sin carga
Ubicación en el átomo	Fuera del núcleo	En el núcleo atómico	En el núcleo atómico
Descubridor	J. J. Thomson	E. Goldstein	J. Chadwick
Año en que se inició la investigación	1875	1886	1932

Tomado de: <http://genesis.uag.mx/edmedia/material/qino/t3a.cfm>

Como te podrás dar cuenta, **las masas relativas del protón y del neutrón son casi iguales**, la diferencia es mínima. En cambio la **masa del electrón** con respecto a esas partículas es prácticamente **despreciable**. Se necesitarían 1837 electrones para tener la masa equivalente de un solo protón o neutrón.

Trabajo para la casa.-

Utilizando esferas de espumaflex los estudiantes deberán reproducir el modelo atómico de Thomson expondrá sus principios ante el grupo de compañeros.

EL ÁTOMO NUCLEARIO

Una vez que se descubrieron el electrón y del protón nació la idea de que el átomo seguramente tenía una estructura compleja, que contiene electrones y protones en igual número para hacer una estructura eléctricamente neutra.

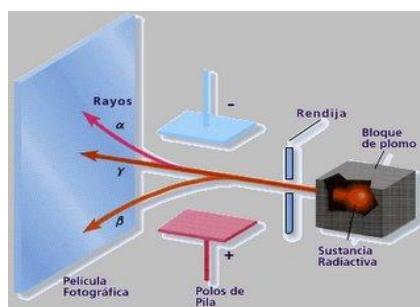
DESCUBRIMIENTO DEL NÚCLEO ATÓMICO

Pocos meses después de que Wilhelm Roentgen descubriera los rayos X, el físico francés Henri Becquerel (1852 – 1908) observó casualmente que unas placas fotográficas se ennegrecían en contacto con cierta radiación que emitían algunas sales de uranio, la **pechblenda**; de esta forma accidental descubrió la **radiactividad**. A este hallazgo siguieron otros efectuados por **Marie Curie** (1867-1934) y **Pierre Curie** (1859-1906), quienes aislaron otros dos elementos que emitían el mismo tipo de radiación, fueron llamados **polonio** y **radio**, A estos elementos se les llamó **elementos radiactivos**; los átomos que los conforman se desintegran espontáneamente, produciendo diferentes tipos de **radiaciones alfa (+), beta (-) y gamma (neutra)**.

El científico M. Plank realizó importantes trabajos en el campo de la **radiactividad**, uno de ellos, la **cuantización** de la radiación electromagnética, vital para futuras investigaciones atómicas.

Cuando la emisión radiactiva de un mineral de **uranio** pasa a través de un **campo eléctrico**, ésta se divide en **tres tipos de radiaciones**: una es atraída hacia la placa **negativa** (radiación alfa), otra hacia la placa **positiva** (radiación beta) y la tercera **no es desviada** por el campo (radiación gama).

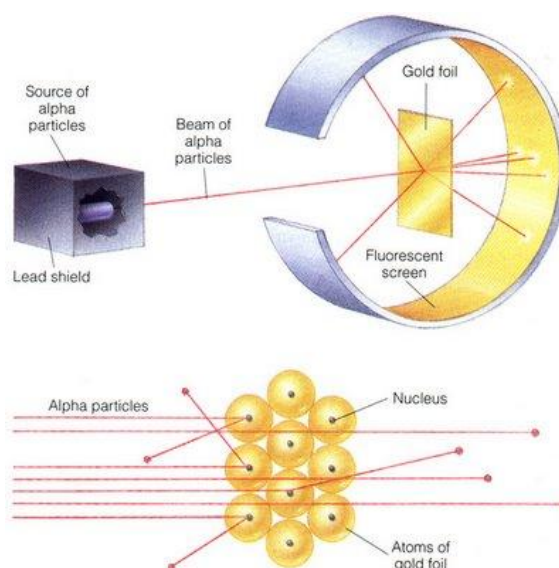
El conocimiento de las emisiones radiactivas permitió postular un nuevo modelo atómico.



Tomado de: <http://iiquimica.blogspot.com/2006/02/experiencias-que-demuestran-la.html>

Con el fin de mejorar el conocimiento sobre las características de la estructura interna del átomo, en 1909 Ernest Rutherford (1871-1937) realizó un experimento importante. **Estudiando el poder de penetración de las partículas alfa (α) emitidas por una fuente radiactiva**, bombardeó con ellas, finísimas láminas de **oro**, para analizar sus átomos.

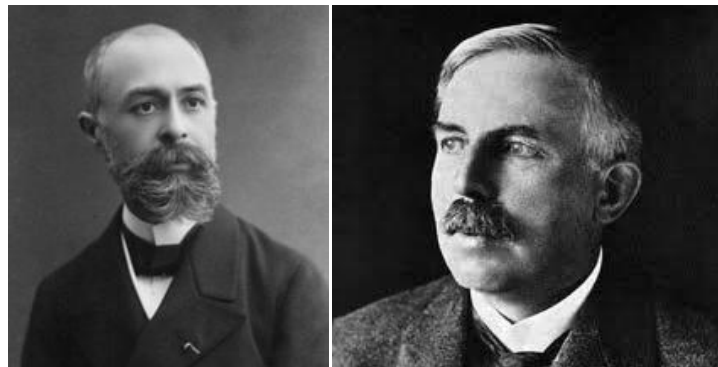
Los resultados de Rutherford fueron **impresionantes** como podrás ver en las siguientes ilustraciones:



Biografías ejemplares.- ¿Cómo están? Mi nombre es Henri Becquerel, físico francés descubridor de la radiactividad y Premio Nobel de Física del año 1903.

Estudí y me doctoré en Ciencias en la Escuela Politécnica de París. Fui profesor del Museo de Historia Natural en 1892 y de la École Polytechnique en 1895. En 1894 fui nombrado jefe de ingenieros del Ministerio francés de Caminos y Puentes. En mi primera actividad en el campo de la experimentación científica investigué fenómenos relacionados con la rotación de la luz polarizada, causada por el campo magnético. Posteriormente me dediqué a examinar el espectro resultante de la estimulación de cristales fosforescentes con luz infrarroja, durante mi vida mostré mucho interés y pasión por las cosas que hacía solamente así logré el éxito dentro del mundo de las ciencias.

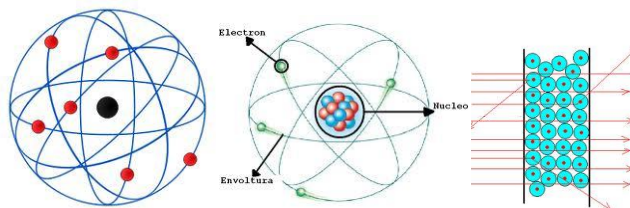
Fotografía de Henri Becquerel Fotografía de Rutherford



es.wikipedia.org

biografiasyvidas.com

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD



es.wikipedia.org

kalipedia.com

eis.uva.es

Rutherford, mientras realizaba sus experiencias observó lo siguiente:

1.- La mayoría de las partículas **atravesaban** la lámina de oro sin sufrir ninguna **desviación** y sin perder **velocidad**.

2.- Cuando las partículas alfa chocaban contra la pantalla fluorescente (revestida en sulfuro de zinc) se producía **un destello de luz**.

3.- **Algunas** partículas alfa eran **desviadas de su trayectoria** (aproximadamente 1 de cada 10000).

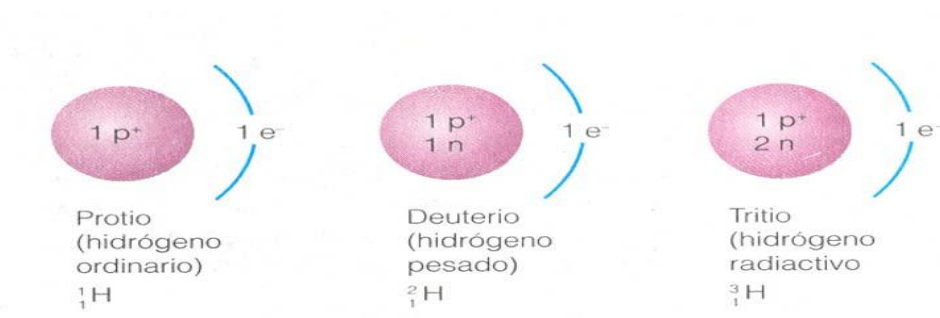
Basado en estas observaciones, Rutherford postuló:

1.- El átomo está formado por una región central **positiva**, a la que llamó **núcleo**, la cual reúne la mayor parte de la **masa atómica (A)**; es decir, la **masa** de los átomos depende directamente de la **masa del núcleo**.

2.- El átomo entonces, es mayormente **espacio vacío**.

2.- Los **electrones**, partículas **negativas** se mantienen **girando** en torno al núcleo atómico.

ISÓTOPOS DE LOS ELEMENTOS



ISÓTOPOS DEL HIDRÓGENO, COMO PODRÁS VER, TODOS ELLOS TIENEN EL MISMO NÚMERO DE ELECTRONES Y PROTONES (Z = NÚMERO ATÓMICO) PERO DIFERENTE NÚMERO DE NEUTRONES, POR LO TANTO, TENDRÁN DIFERENTE MASA ATÓMICA (A).

Frederick Soddy (1877-1956) demostró experimentalmente, que los átomos de un mismo elemento **no tienen necesariamente la misma masa**, como decía uno de los postulados de Dalton. Por ejemplo, el **elemento Neón** está compuesto de **tres tipos de átomos**, algunos de ellos tienen un número másico (A) igual a 20, otros igual a 21 y otros a 22. Como el Neón tiene un número atómico (Z) igual a 10, **todos los átomos del elemento Neón tienen 10 protones** en su núcleo y solo difieren en el número de **neutrones**.

Para manejar un lenguaje común y autorizado por la I.U.P.A.C. es necesario mencionarte que a los elementos se los representa mediante los llamados símbolos nucleares:

A (Masa atómica) = $p^+ + N^0$
${}^A_Z X$
Z (Número atómico) = p^+ del núcleo = e^- de la corteza en un átomo neutro (Z es la identidad del átomo)

En el caso del Neón, los tres tipos de átomos se deben representar así:



Soddy definió entonces el término “isótopos” (de las voces “iso” que significa “igual” y “topos”, que significa “lugar”) para describir a los **átomos de un mismo elemento** que contienen **diferente número de neutrones en su núcleo**.

Podemos decir también que isótopos **son átomos de un mismo elemento** que tienen **igual número de protones y electrones** (igual número atómico) **pero diferente número de neutrones** (difieren en su masa atómica) y tienen **propiedades químicas semejantes**, no así las físicas, que **difieren**.

Curiosidades.- El ex espía ruso Aleksandr Litvinenko fue asesinado con ${}^{210}\text{Po}$, supuestamente debido a su investigación por el asesinato de la periodista Anna Politkóvskaya. Este isótopo del Polonio es altamente tóxico, radiactivo y de peligroso manejo. Incluso en cantidades de microgramos (μg), el manejo de ${}^{210}\text{Po}$, es muy peligroso y requiere de equipamiento especial utilizado bajo estrictos procedimientos de seguridad

LA MASA ATÓMICA QUE MIRAMOS EN LA TABLA PERIÓDICA

La masa atómica que tú miras en la tabla periódica para cada uno de los elementos, se llama también **masa atómica relativa promedio (Mar)**, se la expresa en “**uma**” (unidad de masa atómica).

Una “**uma**” se define como la **doceava** parte de la **masa** de un átomo de **Carbono-12** (el átomo de carbono **más estable y abundante** en la naturaleza); la masa **real** de este átomo es $1,9927 \times 10^{-23}$ gramos, por lo tanto, si una “**uma**” es la **doceava** parte, será igual a:

$$1\text{uma} = \frac{1,9927 \times 10^{-23} \text{g}}{12} = 1,6606 \times 10^{-24} \text{g}$$

La masa atómica relativa promedio (**Mar**) de los elementos, se calculó promediando las **masas de los isótopos de ese elemento** y considerando el **porcentaje de**

abundancia de cada uno de ellos en la naturaleza, lo que se conoce como **promedio ponderado**.

20	2
40,08	Ca
calcio	

La masa atómica relativa promedio del Ca es 40,08 uma

Ejercicio:

El elemento Carbono (C) tiene dos isótopos, el $^{12}_6\text{C}$ que existe en la naturaleza en un 98,89% de abundancia y el $^{13}_6\text{C}$, que existe en 1,11% de abundancia, por lo tanto, para conocer su Mr debemos realizar el siguiente proceso:

$$Mr = \frac{A_1 \cdot 1\% + A_2 \cdot 2\%}{100\%}$$

$$Mr = \frac{12\text{uma} \cdot 98,89\% + 13\text{uma} \cdot 1,11\%}{100\%}$$

$$Mr = 12,01 \text{ uma}$$

La masa atómica calculada de esta forma, es muy parecida o igual a la masa atómica representada en la tabla periódica, si observas una tabla periódica, la masa atómica relativa promedio del C es 12,01 uma, con esta información te puedes dar cuenta que el isótopo más abundante es el $^{12}_6\text{C}$ pues su masa isotópica es más cercana a la masa atómica relativa promedio de este elemento.

Veamos otro ejemplo:

Determinar la masa atómica relativa promedio del Cu a partir de los siguientes datos:

ISÓTOPO	MASA ISOTÓPICA (uma)	ABUNDANCIA (%)	MASA ATÓMICA PROMEDIO (UMA)
$^{63}_{29}\text{Cu}$	62,9298	69,09	¿?
$^{65}_{29}\text{Cu}$	64,9278	30,91	

$$Mr = \frac{A_1 \cdot 1\% + A_2 \cdot 2\%}{100\%}$$

$$Mr = \frac{62,9298\text{uma} \cdot 69,09\% + 64,9278\text{uma} \cdot 30,91\%}{100\%}$$

$$Mr = 63,55 \text{ uma}$$

No todos los elementos de la tabla periódica tienen **isótopos** (existen alrededor de 20 elementos que no los tienen, estos son: Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, As, Y, Nb, Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Au y Bi).

El número de isótopos de los átomos es variable, pueden ser **2,3, 4, 5 y a veces hasta más.**

Entonces ha quedado claro que la masa atómica de un elemento dado es la **masa relativa promedio de los isótopos de tal elemento, referida a la masa atómica del ^{12}C** (que tiene exactamente 12,0000 uma).

La relación entre el número másico (**A**) y el número atómico (**Z**) es tal que **si se resta el número atómico (Z) del número de masa (A) de un isótopo dado**, se obtiene el número de **neutrones (N^0)** del átomo de dicho isótopo.

$$N^0 = A - Z$$

Ejemplo:



El F tiene un número atómico (Z) de 9 y una masa (A) de 19 uma. ¿Cuántos neutrones contendrá?

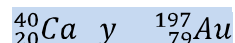
Si sabemos que $A = Z + N^0$, es decir, la masa del átomo es igual a la suma de protones y neutrones.

Podemos deducir entonces: $N^0 = A - Z$

Entonces: $N^0 = 19 \text{ uma} - 9 \quad N^0 = 10$

Trabajo individual.- Los estudiantes desarrollarán en sus cuadernos de trabajo los siguientes ejercicios:

a.- ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en cada uno de los siguientes isótopos?



b.- La plata (Ag) se encuentra en la naturaleza como dos isótopos con masas atómicas de 106,9041 uma y 108,9047 uma respectivamente. El primer isótopo representa el 51,82% y el segundo el 48,18%. Calcular su masa atómica promedio.

TEMA DOS: TEORÍA ATÓMICA MODERNA

Lee con atención

Gracias a la **teoría atómica** es posible la construcción de **centrales nucleares**, que aunque no son del todo **ecológicas**, significan una alternativa para la obtención de energía **eléctrica** mucho más viable en relación a otros métodos de obtención.

Desgraciadamente, también se ha usado esta tecnología para fabricar **bombas atómicas**, y lo peor de todo no es que estas bombas existan en los depósitos militares, sino que ya se han usado en la guerra o en **pruebas** nucleares, con los resultados **desastrosos** que todos conocemos.

Básicamente la **teoría atómica moderna** utiliza ciertos isótopos que son átomos con diferencias de neutrones en los núcleos atómicos. Esto los transforma en **elementos inestables**, y se puede obtener una inmensa energía a partir de ellos cuando se transforman en átomos estables.

La **tecnología atómica** es importantísima para la ciencia y significa un gran avance de la humanidad. Las implicaciones que ha tenido la teoría atómica, tanto para la ciencia como para las aplicaciones que ha facilitado, la transforman en una de las teorías más importantes en toda la historia de la ciencia.

Adaptación <http://www.ojocientifico.com/2011/04/29/teoria-atmica-moderna>



kalipedia.com



es.wikipedia.org



www.cienciafutur.blogspot.com

APLICACIONES DE LA ENERGÍA NUCLEAR

Ahora, contesta en tu cuaderno las siguientes preguntas:

1. ¿Por qué se dice que las Centrales Nucleares no son del todo ecológicas? Indica dos formas en las que contamina el ambiente.
2. ¿Podrías comentar dos desastres ocasionados por el mal manejo de la energía nuclear?
3. Menciona dos aplicaciones beneficiosas de la energía nuclear.
4. ¿Qué es la tecnología atómica?. ¿Qué objetivos persigue?, ¿Cómo nos ayuda?



flickr.com



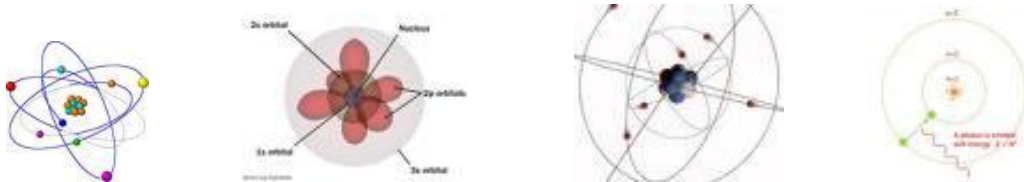
blogdeimagenes.com

SIEMPRE.....PIENSA

INTRODUCCIÓN

Las **distintas teorías** que han surgido acerca del átomo, desde Dalton, han llegado a una serie de postulados que se complementan entre sí, pero que poco a poco han ido **evolucionando**. La Teoría Atómica Moderna, es también conocida como **Teoría Cuántica**, que ha llegado a ser desarrollada y completada de la siguiente manera. Las teorías de **Bohr**, así como los experimentos de **Rutherford**, además de **Franks y Hertz**, **Goudsmit y Uhlenbeck**, complementan a **Planck**, quien será el primero en proponer una teoría cuántica. Más adelante aparece **Heisenberg**, quien formula la **mecánica de Matrices** y la teoría de **Incertidumbre**; **De Broglie** que crea la **Mecánica Ondulatoria**, además **Schrödinger** viene a comprobar que todas estas se unen en una sola, a la que se le llamó **Mecánica Cuántica**, que es la aplicación misma de la Teoría Cuántica.

En este tema podrás conocer algunos de estos trabajos científicos, presta atención.



Representación de los átomos

EL ÁTOMO SEGÚN BOHR

El trabajo de cuantización de la radiación electromagnética realizado por Plank sirvió para que Bohr, con el apoyo de su maestro Rutherford structure su modelo atómico.



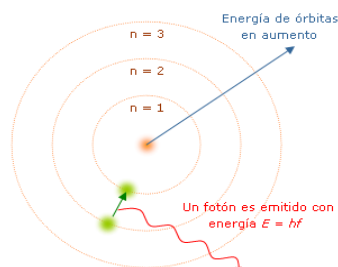
El **modelo atómico de Bohr** o de **Bohr-Rutherford para ser más exactos**, es un modelo **clásico** del átomo, pero es importante ya que fue el primer modelo atómico en el que se introduce una **cuantización** a partir de ciertos postulados. Fue propuesto en 1913 por el físico danés Niels Bohr para explicar que los **electrones pueden tener órbitas** estables alrededor del núcleo y por qué los átomos presentaban **espectros de emisión** característicos (dos aspectos que eran ignorados en el modelo previo de Rutherford).

Bohr publicó una explicación teórica para el **espectro atómico del hidrógeno**, un átomo sencillo y luego de sus experiencias, estableció tres postulados que constituyeron la base de su modelo atómico, ellos son:

1. Los electrones giran en torno al núcleo en **órbitas** circulares de energía fija, en estas órbitas, los electrones se mueven **sin perder energía**.
2. Sólo están permitidas determinadas órbitas: aquellas cuya energía tome ciertos valores restringidos. Las órbitas permitidas también se llaman **niveles de energía**.
3. El salto de un electrón **de una órbita de mayor energía (E_2) a otra de menor energía (E_1)** provoca la **emisión de un fotón** de energía igual a la diferencia entre los dos niveles energéticos ($E_2 - E_1$). Para que un electrón **salte de una órbita de menor energía (E_1) a otra de mayor energía (E_2)** es necesario que **absorba un fotón** con energía igual a la diferencia de energías entre los dos niveles ($E_2 - E_1$).

Sin embargo el modelo atómico de Bohr también tuvo que ser **abandonado** al no poder explicar los espectros de átomos más complejos. La idea de que los electrones se mueven alrededor del núcleo en órbitas definidas **tuvo que ser desechada**. Las nuevas ideas sobre el átomo están basadas en la mecánica cuántica, que el propio Bohr contribuyó a desarrollar.

MODELO ATÓMICO DE BOHR



Tomado de: <http://www.google.com.ec/imgres?imgurl=http://upload.wikimedia.org>

Baúl de conceptos:

Cuantización.- Propiedad de los electrones que les permite estar en un nivel de energía único.

Fotón.- Cada una de las partículas que constituyen la luz y, en general, la radiación electromagnética en aquellos fenómenos en que se manifiesta su naturaleza corpuscular.

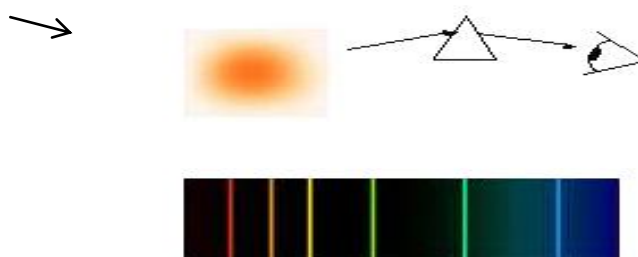
Postulados.- Proposición cuya verdad se admite sin pruebas y que es necesaria para servir de base en ulteriores razonamientos.

Radiación electromagnética.- Flujo de partículas o fotones con suficiente energía para producir ionizaciones en las moléculas que atraviesa.

¿CÓMO ESTUDIÓ NIELS BOHR EL ESPECTRO DEL HIDRÓGENO?

Para estudiar el **espectro de líneas** del Hidrógeno lo que hizo Bohr fue meter este gas **dentro de un recipiente** calentándolo a una **temperatura** elevada, o mejor aún, sometiéndolo a **descargas eléctricas de alta energía**, de esta forma obtuvo un espectro como el siguiente:

Recipiente con Hidrógeno



<http://www.google.com.ec/imgres?imgurl=http://2.bp.blogspot.com>

Cada **línea** o raya corresponde a la **longitud de onda** de la energía **emitida** cuando el electrón del átomo de hidrógeno, que absorbió energía cuando la muestra fue calentada o sometida a descargas eléctricas, **cae** a un nivel de energía **menor**.

Las **propiedades químicas** de un elemento así como su ubicación dentro de la **Tabla Periódica** dependen del comportamiento de sus **electrones**. Además, es importante indicarte que mucho de nuestro conocimiento sobre el comportamiento de los electrones en los átomos se basa en la **espectroscopía** (estudio de sus espectros).

HACIA UN MODELO ATÓMICO DE ACTUALIDAD

En 1924 el físico francés Louis De Broglie sugirió que los electrones en movimiento tenían propiedades de **ondas** y al mismo tiempo que poseían **masa**,

En 1926 Erwin Schrodinger, científico de nacionalidad austríaca, introdujo un nuevo método de cálculo –la **Mecánica Cuántica**- o Mecánica ondulatoria, en donde los electrones se describen en **términos matemáticos**, como si tuvieran características **duales**, esto quiere decir que algunas de las propiedades de ellos se describen mejor en términos de **ondas (como la luz)** y otras en términos de **partículas (con masa)**.

La Mecánica cuántica **retiene** del modelo de Bohr el concepto de que los electrones están en **niveles** específicos de energía. Pero a los electrones **no** los trata como partículas en rotación alrededor del núcleo en órbitas, sino como **ubicados en orbitales**. Un **orbital** o **Reempe** es una región en el espacio alrededor del núcleo donde hay una alta probabilidad de que se halle un determinado electrón.



De Broglie

Schorodinger

Tomado de: aip.org

danieltubau.com

Baúl de conceptos:

Espectro de absorción.- El luminoso que presenta líneas negras causadas por la absorción de la radiación correspondiente.

Espectro de emisión.- El que presenta una o más líneas brillantes, producidas por un determinado elemento, que destacan sobre los otros colores.

NIVELES DE ENERGÍA DE LOS ELECTRONES

No todos los electrones del átomo se ubican a la misma distancia del núcleo como lo indican Bohr y la Mecánica Cuántica, la probabilidad de encontrar a los electrones es máxima a determinadas distancias del núcleo, a esas zonas de máxima probabilidad se

les conoce como **niveles de energía** o **capas electrónicas** y cada uno de ellos puede contener solamente un **determinado número de ellos**.

Los niveles de energía (n) están numerados desde el **uno** hasta el **siete** iniciando con el más cercano al núcleo y terminando con el más lejano (aunque teóricamente el número de niveles es infinito).

Cada nivel sucesivo está ubicado más lejos del núcleo, los **electrones** van **aumentando** su **energía** conforme ocupan los niveles **más lejanos** del núcleo.

Entonces, las energías de los niveles principales varían en este sentido:

$n = 1$ □ $n = 2$ □ $n = 3$ □ $n = 4$ □ $n = 5$ □ $n = 6$ □ $n = 7$

El número de electrones que cada nivel puede albergar es **limitado**, se le conoce como **número de saturación** y se lo puede calcular mediante la fórmula matemática $2n^2$ en donde “n” es el número del nivel principal de energía, veamos su aplicación práctica:

¿Cuántos electrones pueden haber en el primer nivel principal de energía (n = 1)?

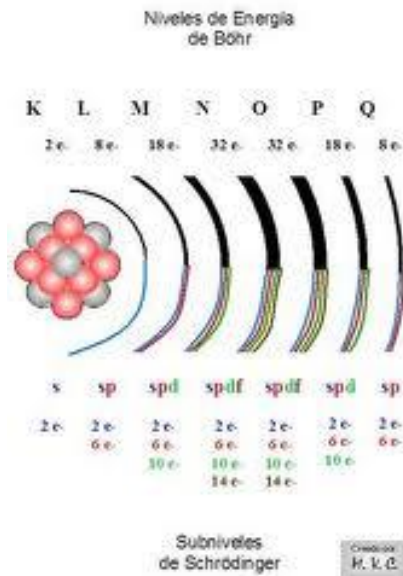
$2n^2$ $2(1)^2$ 2 electrones.

¿Cuál es el número de saturación del tercer nivel principal de energía (n = 3)?

$2n^2$ $2(3)^2$ 18 electrones.

SUBNIVELES DE ENERGÍA Y SUS ORBITALES (I)

Los niveles de energía tienen **subniveles** identificados con las letras s, p, d y f. El subnivel “s” consiste de **un orbital**; el subnivel “p” consiste de **tres orbitales**; el subnivel “d” consta de **cinco orbitales** y el subnivel “f” consta de **siete orbitales**.



configraelectrones-mvc.blogspot.co

Un electrón puede **girar** sobre su propio **eje** en el sentido de las **manecillas** del reloj o en el sentido **anti horario**.

Cuando un orbital contiene dos electrones (que de paso te comentamos que es lo máximo que puede tener) se dice que los electrones están en **par** o **pareados**.

Trabajo para la casa.- Los estudiantes deberán consultar en fuentes especializadas la siguiente tarea:

¿La identificación de los subniveles con las letras s, p, d y f. ¿Tiene algún fundamento científico?, desarrolla un ensayo de cien palabras sobre el tema en tu cuaderno de trabajo y sociabilízalo ante tus compañeros.

SUBNIVELES DE ENERGÍA Y SUS ORBITALES (II)

Como ya te dijimos, no pueden existir más de dos electrones en un orbital, por lo tanto, el subnivel “s” tendrá **dos electrones** en su **único orbital**, “p” tendrá **seis electrones** en sus **tres orbitales**, “d” tendrá **diez** electrones en sus **cinco** orbitales y “f” tendrá **catorce** electrones en sus **siete** orbitales.

TIPO DE SUBNIVEL	NÚMERO POSIBLE DE ORBITALES	NÚMERO POSIBLE DE ELECTRONES	REPRESENTACIÓN DEL SUBNIVEL
s	1	2	s^2
p	3	6	p^6

d	5	10	d^{10}
f	7	14	f^{14}

El orden de los subniveles de energía dentro de un nivel principal es el siguiente:

Los electrones “s” tienen **menor** energía que los electrones “p” y éstos a su vez tienen **menor** energía que los electrones “d” que son **menos** energéticos que los electrones “f”, este esquema que te mostramos a continuación puede ayudarte a comprender mejor:

s □ p □ d □ f

Cada nivel principal de energía tendrá los subniveles que deba tener de acuerdo con su **número de saturación**, por ejemplo, el segundo nivel de energía se completa con ocho electrones, esto quiere decir que tendrá dos subniveles s^2 y p^6 , porque solamente así (2 + 6) completará esos ocho electrones.

Otro ejemplo, el tercer nivel de energía se completa con 18 electrones, por lo tanto tendrá los subniveles s^2 , p^6 y d^{10} porque solamente así (2 + 6 + 10) completará esos 18 electrones.

No olvides entonces estos principios:

- 1.- Un **orbital no** puede estar ocupado **por más** de **dos electrones**.
- 2.- Los electrones ocupan los **subniveles** de energía **mínima** posibles, sólo entran a un subnivel mayor cuando estén llenos o completos los subniveles de menor energía.
- 3.- Los orbitales de un subnivel dado de igual energía deberán **estar ocupados primeramente** por **un** electrón antes de que entre **otro** electrón, para que comprendas mejor, por ejemplo los tres orbitales de p deberán tener cada uno un electrón antes de que un **cuarto** electrón pueda ingresar a cualquiera de esos orbitales.

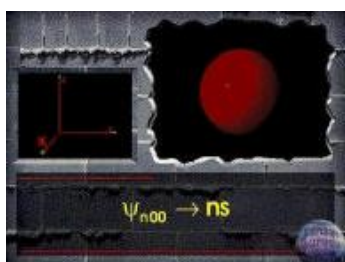
NIVEL PRINCIPAL DE ENERGÍA (n)	SUBNIVEL ELECTRÓNICO (s, p, d, f)	NÚMERO MÁXIMO DE ORBITALES EN CADA NIVEL (1, 3, 5, 7)	NÚMERO MÁXIMO DE ELECTRONES DEL NIVEL ($2n^2$)
1	$1s^2$	1 de s = 1	2
2	$2s^2, 2p^6$	1 de s + 3 de p = 4	8
3	$3s^2, 3p^6, 3d^{10}$	1 de s + 3 de p + 5 de d = 9	18

4	$4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}$	1 de s + 3 de p + 5 de d + 7 de f = 16	32
5	$5s^2, 5p^6, 5d^{10}, 5f^{14}$	16 (capa incompleta)	50*
6	$6s^2, 6p^6, 6d^{10}$	9 (capa incompleta)	72*
7	$7s^2, 7p^6$	4 (capa incompleta)	98*

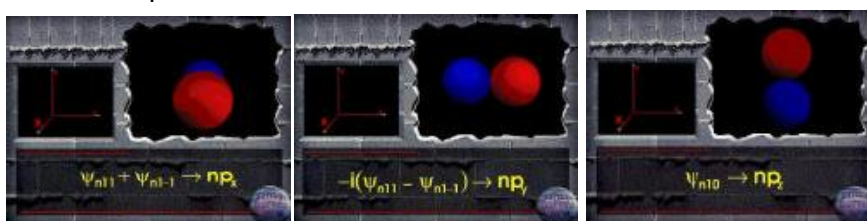
(*) Estos valores, aunque han sido obtenidos mediante la fórmula $2n^2$, no se han alcanzado aún pues los subniveles conocidos en la actualidad no alcanzan esos valores, tal vez en el futuro se descubran nuevos orbitales o se llegue a la conclusión de que la expresión $2n^2$ no es viable para estos niveles.

La **representación gráfica** de las distribuciones de densidad electrónica respecto al radio genera la **forma de la nube** electrónica asociada al orbital **que visto en tres dimensiones** se presenta para los orbitales s, p y d así:

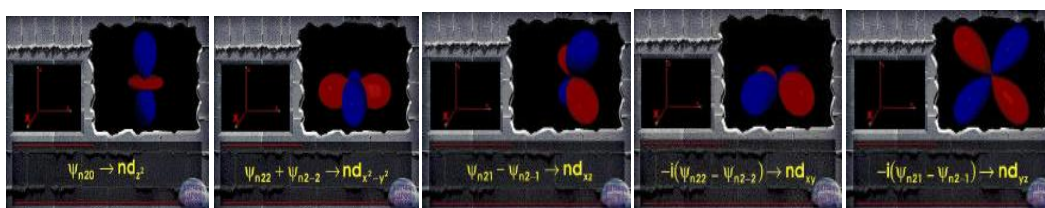
Orbital "s"



Orbitales "p"



Orbitales "d"



Trabajo individual.- Los estudiantes deberán desarrollar en sus cuadernos la siguiente actividad:

Consulta en fuentes especializadas y realiza los dibujos de las orientaciones de los orbitales "f"

¿Qué electrón tendrá mayor energía?. ¿Uno cuya ubicación es $1s^1$ o uno cuya ubicación es $2p^1$?, ¿Por qué?

Establezca la relación que existe entre un nivel de energía, un subnivel de energía y un orbital.

¿Por qué decimos que las capas cinco, seis y siete son incompletas?

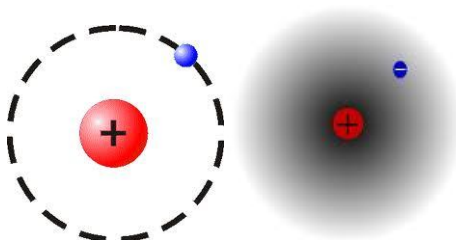
EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

Por todo lo que hemos estudiado hasta el momento conviene que nos detengamos un poco en la descripción de la estructura del átomo de hidrógeno común, que consiste en **un núcleo con un solo protón (positivo) y un orbital electrónico con un solo electrón (negativo)**, el conjunto forma una estructura **neutra**.

El hidrógeno es el átomo **más sencillo** que se conoce (como ya vimos antes, hay varios isótopos de él).

El **electrón** del hidrógeno ocupa el único orbital del **subnivel "s"**, en el **primer** nivel de energía, este electrón no se mueve en una trayectoria definida lo hace más bien con un movimiento **rápido** y al **azar** por todo su **orbital**, formando una especie de "**nube**" eléctrica alrededor del núcleo, se cree que el diámetro del núcleo es de 10^{-13} cm y el diámetro del orbital electrónico es de 10^{-8} cm. Por lo tanto, el diámetro el orbital electrónico es más o menos 100 000 veces mayor que el diámetro del núcleo.

ÁTOMO DE HIDRÓGENO



a) s.uva.es

b) territorioscuola.com

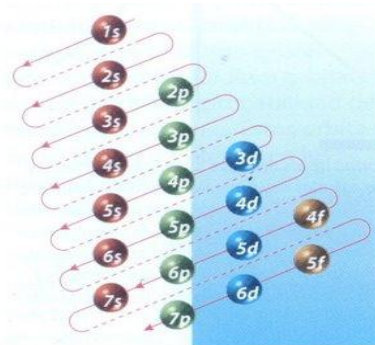
(a) SEGÚN BOHR DONDE SE OBSERVA UN ELECTRÓN DISCRETO GIRANDO ALREDEDOR DE SU NÚCLEO

(b) SEGÚN EL CONCEPTO MODERNO QUE CONSISTE EN UN ELECTRÓN EN UN ORBITAL “s” EN FORMA DE UNA NUBE DE CARGA ELÉCTRICA NEGATIVA QUE RODEA AL PROTÓN NUCLEAR POSITIVO.

ESTRUCTURAS ELECTRÓNICAS DE LOS ÁTOMOS

La mejor manera de representar cómo se distribuyen los electrones en la corteza de un átomo, es a través de la **configuración electrónica** (notación espectral). El orden en el que se van llenando los niveles de energía es: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, etc. El mejor **esquema** para el **llenado** de los **orbitales** atómicos, es la **regla de la diagonal**, para ello debes seguir **atentamente** la **flecha** del esquema comenzando en **1s**; siguiendo la flecha podrás ir completando los orbitales con los electrones en forma correcta.

De acuerdo con el modelo atómico de Bohr. Los electrones tienden a ocupar orbitales de energía mínima, es decir, irán **ubicándose primeramente** en los orbitales de **menor** energía y **luego** se distribuirán en los de **mayor** energía.



Por ejemplo, basándonos en este diagrama, podemos ver que la **notación espectral** del Calcio (**Z = 20**) es: **1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s²** (2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 = 20 electrones).

Como antecedente, recopilaremos ideas y analizaremos algunos fundamentos importantes a fin de que no tengas problemas al desarrollar las notaciones espectrales de los elementos.

Trabajo para la casa.- Luego de consultar en fuentes especializadas, los estudiantes deberán desarrollar en su cuaderno de trabajo las siguientes cuestiones:

- 1.- Determine las propiedades físicas y químicas del átomo de hidrógeno.
- 2.- Indique ¿Qué factor determina las propiedades físicas de un elemento?.
- 3.- Indique ¿Qué factor determina las propiedades químicas de un elemento?

DESARROLLO DE ESTRUCTURAS ELECTRÓNICAS (I)

NÚMERO DE MASA O NÚMERO MÁSCICO (A)

Es el resultado de la **suma** del número de **protones** y **neutrones** contenidos en el núcleo de un átomo.

$$A = Z + N$$

Por ejemplo, el Sodio (Na) tiene un valor **Z = 11** y un valor **A = 23**, por lo tanto, contiene **11 protones, 11 electrones y 12 neutrones**.




MASA ATÓMICA

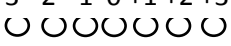

Es la **masa** de un átomo expresada en relación al átomo de **carbono-12** (^{12}C).

NÚMEROS CUÁNTICOS


Los números cuánticos determinan la región del **espacio-energía** de **mayor probabilidad** para encontrar a un **electrón**. El desarrollo de la Teoría Cuántica fue realizado por Plank, Maxwell, Schrödinger, Pauling, Heisenberg, Einstein, De Broglie y Boltzmann

Descripción de los Números Cuánticos:

n	<p><u>Número Cuántico Principal:</u></p> <p>Indica el nivel de energía y la distancia promedio relativa entre el electrón y el Núcleo. "n" posee valores de 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7; pues se conocen siete niveles.</p>
l	<p><u>Número Cuántico Azimutal:</u></p> <p>Indica el subnivel donde se ubica el electrón, cada orbital de un subnivel dado es equivalente en energía, en ausencia de un campo magnético. "l" posee valores desde 0 hasta n-1. El subnivel "s" tiene un valor "l" = 0, el subnivel "p" tiene un valor l = 1, el subnivel "d" tiene un valor l = 2 y el subnivel "f" tiene un valor l = 3.</p>
m	<p><u>Número Cuántico Magnético:</u></p> <p>Define la orientación del orbital. "m" posee valores desde -l pasando por 0 hasta +l. El subnivel "s" tiene un orbital  y le corresponde un valor "m" = 0; el subnivel "p" tiene tres orbitales  al primero de la izquierda le corresponde un valor "m" = -1, al de la mitad le corresponde un valor "m" = 0 y el último a la derecha tiene un valor "m" = +1; el subnivel "d" tiene cinco orbitales  por lo tanto, el primero de la izquierda tendrá un valor "m" = -2, el siguiente -1, el central 0, el penúltimo +1 y el último de la derecha +2; el subnivel</p>

	<p>“f” tiene siete orbitales, los representamos a continuación con sus valores “m”</p> <p style="text-align: center;">-3 -2 -1 0 +1 +2 +3 </p>
s	<p><u>Número Cuántico de Spin:</u></p> <p>Define el giro del electrón (spin) sobre su eje. “s” posee valores de +1/2 y -1/2. En un orbital lleno hay dos electrones a  el primer electrón de la izquierda tiene un valor “s” = +1/2 y el de la derecha tiene un valor “s” = -1/2.</p>

Trabajo en equipo.- En grupos de trabajo cooperativo, los estudiantes deberán desarrollar los siguientes ejercicios:

1. En el **cuarto** nivel de energía, en el subnivel “p” el **último** electrón de un átomo X está **solitario** en su orbital, así: 

Con las siguientes guías, indique los valores de los números cuánticos para ese electrón.

a.- Si el electrón está en el **cuarto nivel**, su número cuántico “n” será igual a

b.- Si el electrón está en un **subnivel “p”** su número cuántico “l” será igual a

c.- Si el electrón está en el **tercer orbital** de “p”, su número cuántico “m” será

d.- Si el electrón está **rotando** en sentido horario, su número “s” será igual a

DESARROLLO DE ESTRUCTURAS ELECTRÓNICAS (II)

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG

Este principio indica que: “Es **imposible** determinar simultáneamente la **posición** exacta y el **momento** exacto del electrón alrededor del núcleo de un átomo”

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI



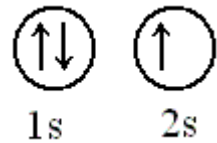
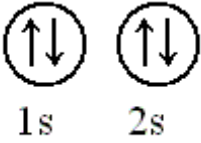
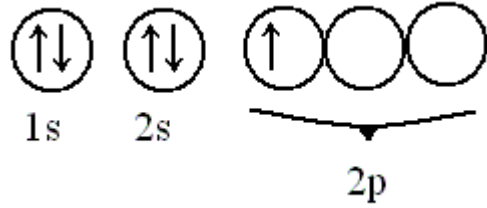
Nos indica: “Dos electrones de un mismo átomo, **no pueden tener los cuatro números cuánticos idénticos** y por lo tanto **un orbital no puede tener más de dos electrones**”.

AHORA DESARROLEMOS ALGUNAS CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Veamos ahora la forma de aplicar el diagrama de las diagonales para estructurar las cortezas de los siguientes elementos, es necesario indicarte que hay dos formas de representar la configuración electrónica de los elementos:

a.- La notación **convencional**

b.- La notación llamada **diagrama orbital**.

ELEMENTO CON SU VALOR “Z”	NOTACIÓN CONVENCIONAL	DIAGRAMA ORBITAL	NÚMERO DE NIVELES
${}_1\text{H}$	$1s^1$		1
${}_2\text{He}$	$1s^2$		1
${}_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$		2
${}_4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$		2
${}_5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$		2

Trabajo para la casa.- En una cartulina, los estudiantes desarrollarán la regla de la diagonal a fin de que la puedan utilizar en los siguientes ejercicios y en la demás actividades de clase.

Realice la configuración electrónica **convencional** y **diagrama orbital** de los elementos de la tabla adjunta y cumplimente el siguiente cuadro:

ELEMENTO	N ⁰	p ⁺	e ⁻	NOTACIÓN CONVENCIONAL	DIAGRAMA ORBITAL	NÚMERO DE NIVELES
${}^{16}_8O$						
${}^{28}_{14}Si$						
${}^{40}_{20}Ca^{+2}$						
${}^{14}_7N^{-3}$						

NOTACIÓN CONVENCIONAL

Para representar una configuración electrónica por la notación **convencional** se usan dos métodos:

- **La configuración total:** Que consiste en escribir **todos** los orbitales basándose en la **regla de la diagonal**.

Ejemplo 1.- Para el ${}^{65}_{30}Zn$ la configuración electrónica es: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$, por lo tanto tiene 2 electrones en la primera capa, 8 en la segunda, 18 en la tercera y 2 en la cuarta (lo que bien podría representarse así: 2, 8, 18, 2).

Ejemplo 2.- Para el catión ${}^{65}_{30}Zn^{+2}$ la configuración electrónica sería $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}$ porque lógicamente, vemos que ha perdido dos electrones que sin duda serán los del subnivel más externo, los de $4s^2$ y su configuración por niveles sería 2, 8, 18.

Ejemplo 3: La configuración electrónica del ${}^{35}_{17}Cl$ es $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$. Y su configuración por niveles sería 2, 8, 7.

Ejemplo 4.- La configuración electrónica del ${}_{17}^{35}\text{Cl}^{-1}$ es $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$ porque como vemos, este es un anión, por lo tanto ha captado un electrón que irá al subnivel más externo e incompleto el 3p que tenía cinco electrones y tenía espacio para captar uno más, por lo tanto su configuración por niveles sería: 2, 8, 8.

Ejemplo 5.- La configuración electrónica del ${}_{79}^{197}\text{Au}$ es $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^9$, su configuración en niveles será 2, 8, 18, 32, 17, 2.

- **La configuración parcial:** Consiste en escribir la configuración parcial, escribiendo entre corchetes el símbolo del gas noble **que está antes del elemento** cuya configuración estamos realizando, seguido de los electrones presentes en el elemento problema y que están por encima del gas noble, por ejemplo, para el sodio y calcio sería :

${}_{11}\text{Na}$	configuración parcial	$[\text{Ne}] 3s^1$	El gas noble que está antes del Na es el Ne, lo ponemos entre corchetes y escribimos los subniveles restantes del Na en su última capa
${}_{20}\text{Ca}$	configuración parcial	$[\text{Ar}] 4s^2$	El gas noble que está antes del Ca es el Ar, lo ponemos entre corchetes y escribimos los subniveles restantes del Ca en su última capa

TIC's científicas.- Los estudiantes podrán construir átomos distribuyendo los electrones en niveles, subniveles y orbitales demostrando la validez de la regla de la diagonal, deberán ingresar a: http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/celectron.htm Allí podrán familiarizarse con el funcionamiento del applet y luego irán mirando las configuraciones de los elementos que vayan apareciendo.

DIAGRAMA ORBITAL

Nos permite conocer la **distribución de los electrones** en los **orbitales** de cada uno de los subniveles que tenga un átomo, para hacerlo sin problemas, debemos recordar este principio:



Gilbert Newton Lewis, nació en Weymouth, Massachusetts, 23 de octubre de 1875 y murió en Berkeley, 23 de marzo de 1946) físico químico estadounidense, famoso por su trabajo llamado "Estructura de Lewis" o "diagramas de punto".

El método de **puntos de Lewis** (o de los electrones representados por puntos) para representar átomos, emplea el **símbolo** del elemento y **puntos** para representar a los **electrones**.

El **número de puntos** que se colocan alrededor del símbolo es **igual** al **número de electrones "s" y "p"** del nivel **externo** de energía del átomo (llamado también nivel de **valencia**).

Los puntos **dibujados en pares** representan a **electrones apareados** y los **solitarios** lógicamente, representan a electrones **desapareados**.

Ejemplo 1: El Hidrógeno tiene una configuración electrónica $1s^1$, por lo tanto su estructura de Lewis es $H\bullet$.

Ejemplo 2: La estructura de Lewis para el Boro es $B\bullet\bullet$, su estructura electrónica es $1s^2, 2s^2, 2p^1$, en vista que una estructura de Lewis solamente representa a los electrones "s" y "p" del nivel de valencia (que en el boro es la capa 2), debemos colocar tres puntos alrededor del símbolo, los puntos que están formando par representan a los electrones de $2s^2$ y el punto solitario al electrón de $2p^1$.

Ejemplo 3: La estructura de Lewis del Magnesio es $Mg\bullet\bullet$, su estructura electrónica es $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$, por lo tanto en los subniveles "s" y "p" (más exactamente, en el subnivel "s") de la capa de valencia del Mg hay un total de 2 electrones, esos son los que deben estar representados por puntos alrededor del símbolo del elemento.

Seguramente, te habrás dado cuenta que **para conocer el símbolo de Lewis de un elemento** debes realizar primero **su distribución electrónica**.

¿Sabías que? Gilbert Lewis dijo una vez: "El científico construye despacio y con una albañilería rústica pero sólida. Si no está satisfecho con su trabajo, aunque sea cerca de la base, puede reemplazar esa parte sin dañar el resto".

Trabajo para la casa.- El estudiante, en su cuaderno de trabajo realizará las estructuras de Lewis de los siguientes elementos:

Recuerda que debes desarrollar la configuración electrónica de cada elemento y en la estructura de Lewis tienes que representar únicamente los electrones de la capa más externa (subniveles “s” y “p”)

P, N, Al, Sr, B y Cl.

LA REGLA DEL OCTETO. Los elementos pertenecientes a la familia de los **gases nobles**, antiguamente llamados **gases inertes**, He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn casi **no tienen reactividad química**, es decir no forman compuestos fácilmente.

18	
0	
p ⁶	
2	0
4,00	He
	helio
10	0
20,18	Ne
	neón
18	0
39,94	Ar
	argón
36	0
83,8	Kr
	criptón
54	0
131,3	Xe
	xenón
86	0
(222)	Rn
	radón
118	
	Uuo

Serie de los gases nobles, fíjate que en la parte superior se indica claramente la presencia del subnivel “p” con seis electrones, cuando desarrolles las configuraciones electrónicas de todos ellos, podrás darte cuenta que previamente, se llena un subnivel “s”.

Cada uno de estos elementos, excepto el He, tiene una capa externa de **ocho electrones**, dos “s” y seis “p”.

La **única capa** del He es un subnivel “s” que está **completo**, por eso, este también adquiere características de **gas noble**.

La estructura electrónica de los gases nobles es tal que los orbitales “s” y “p” de la capa externa están **llenos con electrones apareados**. Esta disposición es muy **estable** y como es lógico, proporciona a estos gases un comportamiento igualmente estable, **químicamente son no reactivos**.

Tomando en cuenta la extraordinaria estabilidad de esta estructura se formuló la **regla del octeto** que dice:

“En los **cambios químicos** muchos de los elementos tienden a alcanzar la estructura de los **gases nobles**, que son químicamente **estables**”.

Aunque la regla del octeto es útil y se aplica al comportamiento de muchos elementos y compuestos, **no se aplica totalmente**, algunos elementos no obedecen esta regla como veremos más adelante.

Trabajo para la casa.- El estudiante deberá desarrollar en su cuaderno de trabajo, las estructuras electrónicas de los gases nobles y demostrará de forma evidente que todos ellos tienen en su capa más externa (o de valencia) dos electrones “s” y seis electrones “p”.

TEMA TRES: ¿QUÉ SUCEDE CUANDO HAY QUÍMICA ENTRE LOS ÁTOMOS?

PUES SE ENLAZAN

Lee con atención

El señor Tompkins y el enlace

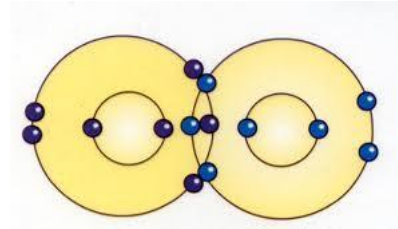
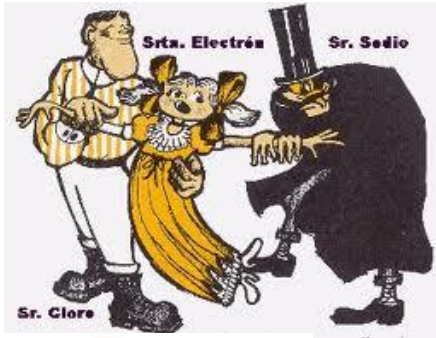
El Sr. Tompkins, personaje literario, soñó que era el electrón solitario de la última capa de un átomo de sodio y entabla diálogo con el monje Pulini, quien representaba al científico W. Pauli.

¡Joven! ¡Joven! Exclamó apesadumbrado el monje. ¿Por qué deseas con tanto ahínco encontrar compañía? ¿Por qué no eres capaz de apreciar la soledad y esta oportunidad que el cielo te ha concedido de contemplar tu alma en paz?. ¿Por qué les atraerá tanto la vida mundana a los electrones?. Sin embargo, si insistes en tener compañía te ayudaré a satisfacer tu deseo.

Si miras en la dirección a la que estoy apuntando, verás a un átomo de cloro que se está acercando a nosotros, e inclusive a esta distancia, puedes ver un espacio sin ocupar en el que serás muy bien recibido. El lugar vacío se halla en el grupo exterior de los electrones, la llamada “envoltura o nivel electrónico 3” la cual se supone que está compuesta de ocho electrones agrupados en cuatro parejas. Pero como puedes ver, hay cuatro electrones que giran en un sentido y solo tres que siguen el contrario, entre los cuales se encuentra la vacante. Las capas interiores conocidas como $n = 1$ y $n = 2$, están completamente llenas y el átomo tendrá sumo placer en recibirte y completar así su capa exterior. Cuando ustedes dos estén muy cerca el uno del otro, no tienes más que saltar. ¡Y que mi paz sea contigo, hijo mío!.....

Adaptación

http://emeteriotb.iespana.es/4%BA_ESO.htm



oei.org.co

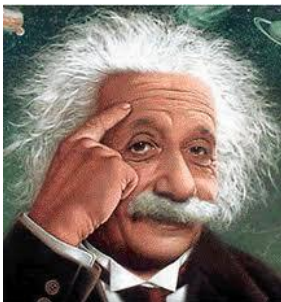
biologicquim.blogspot.com

narancia.jimdo.com

ENLACE QUÍMICO

Ahora, contesta en tu cuaderno las siguientes preguntas:

1. En nuestra historia, el monje Paulini representaba a W. Pauli. ¿Qué trabajo propuso dentro del mundo de la Química? ¿Qué enunciaba?.
2. El monje ¿Cómo va a satisfacer el deseo de encontrar compañía del electrón solitario de la capa más externa del sodio?
3. ¿Cuántos niveles electrónicos tiene el cloro que avistaron el monje y el Sr. Tompkins?.
4. ¿Por qué dice el monje que a los electrones les gusta la vida mundana?



SIEMPRE.....PIENSA

INTRODUCCIÓN

Como ya tuviste la oportunidad de conocer, existen alrededor de **118 elementos** catalogados en la tabla periódica, pero en la naturaleza hay **muchas más** sustancias que resultan de las combinaciones existentes entre estos 118 elementos de la tabla periódica. Estas combinaciones se producen porque los átomos pueden **reaccionar unos con otros** para formar nuevas sustancias denominadas **compuestos**. Por lo tanto podemos decir sin temor a equivocarnos, que un **compuesto se forma cuando**

dos o más átomos se enlazan químicamente. El compuesto resultante de este enlace es química y físicamente **único y diferente** de los átomos que lo originaron.

Mira este ejemplo, el elemento **sodio** es un metal de color plateado que reacciona tan violentamente con el **agua** que produce una llama entre **violeta y amarilla** en el momento del contacto. El elemento **cloro** es un gas de color **verdoso tan venenoso** que fue usado como **un arma** en la Primera Guerra Mundial (esto es lo que los medios de comunicación llaman **guerra química**). Cuando estos elementos **químicos tan peligrosos se enlazan**, forman un compuesto, el cloruro de sodio. ¡Este es un **compuesto tan inofensivo** que nos lo comemos todos los días, es la sal de mesa común!

¿QUÉ ES UN ENLACE?

En palabras muy simples, un **enlace** es una **fuerza** que mantiene unidos a grupos de dos o más átomos, de tal forma que hace que **funcionen** como una sola **unidad**, formando una estructura de **mínima** energía, lo que equivale a decir, de **máxima estabilidad**.

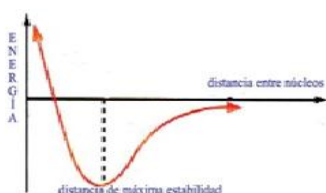


Diagrama de energía frente a distancia interatómica

Esta definición dice que enlace es la **fuerza** que existe entre **dos átomos**, cualquiera sea su **naturaleza**, debido a la **compartición y transferencia total o parcial** de los **electrones** del nivel más externo de energía conocido como nivel o capa de **valencia**. De esta forma adquieren ambos una configuración electrónica estable, la que correspondería a un **gas noble**.

ENLACE IÓNICO

Para muchos átomos, la manera más simple de completar el nivel energético exterior consiste en **ganar o bien perder** uno o dos **electrones**, formando un enlace **iónico**.

En este proceso de **transferencia** de electrones se forman **iones**. El átomo que **pierde** electrones (el metal) queda cargado **positivamente** y se llama **catión**. El átomo que **gana** electrones (el no metal) queda cargado **negativamente** y se llama **anión**.

Ambos iones, de carga eléctrica opuesta, desarrollan **fuerzas** de **atracción electrostática** y adquieren la configuración de un gas noble.

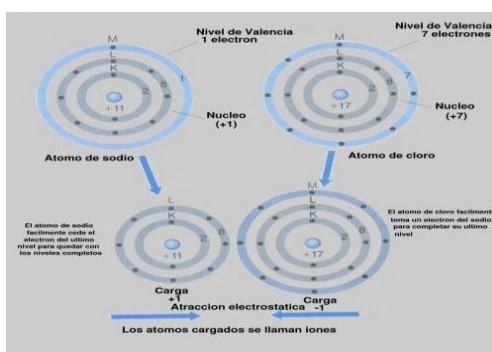
Veamos el ejemplo que citamos en la introducción, el de la conocida sal común o cloruro de sodio, compuesto formado por sodio y cloro.

El **Na** entrega un electrón (el de su nivel más externo) al Cl, transformándose en el catión **Na⁺**.

El **Cl** acepta este electrón en su tercera capa de electrones, transformándose en el anión **Cl⁻** (Cloruro).

Ahora ambos átomos tienen 8 electrones en su último nivel. Es decir, cada uno adquirió la configuración electrónica de un gas noble.

En el dibujo que te presentamos, vemos cómo el Na entrega su electrón al Cl, quedando ambos, como resultado de esta entrega, con 8 electrones en su último nivel.



Tomado de: sabelotodo.org

Trabajo en equipo.- Recomendamos al profesor que junto a sus estudiantes desarrolle las siguientes actividades:

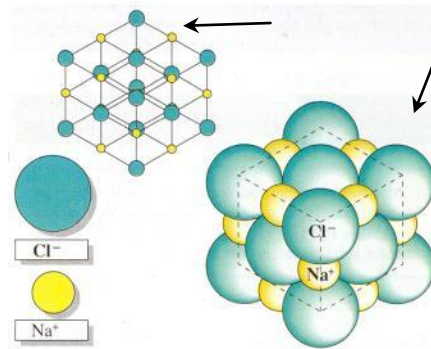
A partir de diagramas como los del ejemplo, explicar la dinámica del enlace iónico para la formación de los siguientes compuestos:

- Cloruro de potasio.
- Ioduro de zinc.
- Sulfuro de calcio.
- Bromuro de aluminio

CRISTALES IÓNICOS

Como hemos visto, un enlace iónico es la fuerza de atracción electrostática entre iones de carga opuesta, que se agrupan formando **redes cristalinas**, así:

RED CRISTALINA



Tomado de:

http://www.educarchile.cl/UserFiles/P0001/Image/Mod_2_contenidos_estudiantes_ciencias_quimica/Quimica_cambio_1.jpg

Ahora que has podido ver una red cristalina, te habrás dado cuenta que los **iones** en los compuestos iónicos se **ordenan regularmente** en el espacio de la manera más compacta posible.

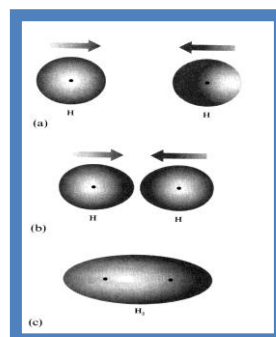
Cada ión se rodea de **iones de signo contrario** dando lugar a celdas o unidades que se repiten en las tres direcciones del espacio.

ENLACE COVALENTE

En este tipo de enlace, los elementos se unen y **“comparten” pares de electrones** a fin de adquirir la configuración de un gas noble, **forman moléculas y no cristales** como en el enlace anterior.

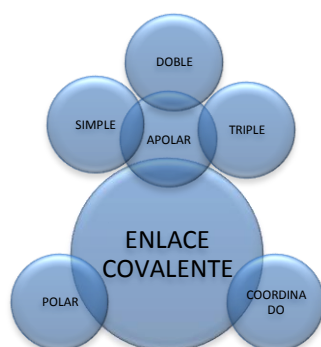
El enlace covalente se produce entre **no metales**, es decir, entre elementos que tienen **electronegatividades** similares y también entre **no metales** y el **hidrógeno**.

En los enlaces covalentes, el par de electrones compartidos forma un **orbital nuevo** (llamado **orbital molecular**) que **envuelve** a los núcleos de ambos átomos, por lo tanto, cada electrón compartido pasa parte de su tiempo alrededor de un núcleo y el resto alrededor del otro.



Formación del orbital molecular

CLASIFICACIÓN DEL ENLACE COVALENTE

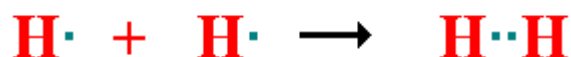


Trabajo para la casa.- El estudiante, en su cuaderno de trabajo deberá buscar cuatro diferencias entre enlace iónico y covalente.

ENLACES COVALENTES APOLARES O PUROS (I)

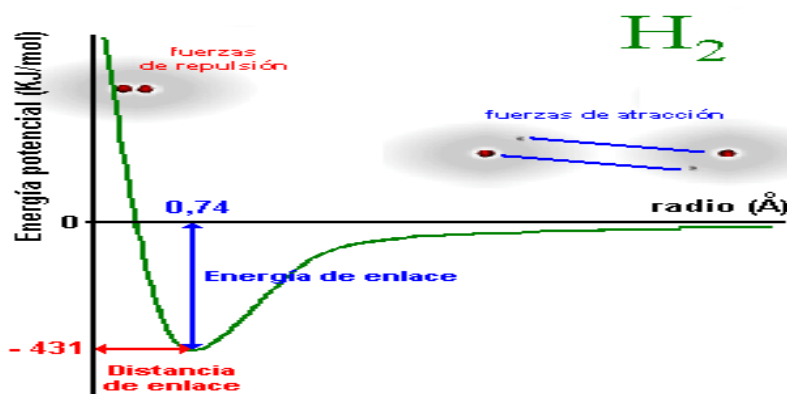
ENLACE COVALENTE SIMPLE

Decimos que dos átomos forman un enlace covalente **simple** cuando cada átomo aporta un electrón al enlace, es decir, se comparte **un par** de electrones entre los dos átomos. Un ejemplo es la molécula de Hidrógeno (H_2), mira estas estructuras de Lewis:



Cuando los átomos están **muy separados**, consideramos que tienen **energía cero**, pero a medida que se aproximan existen fuerzas de atracción (entre el e^- de un átomo y el p^+ del otro) y fuerzas de repulsión, (entre las dos nubes electrónicas). Al **principio** las fuerzas de atracción son **superiores** a las de **repulsión** por lo que al **acercarse** los átomos, se **libera** energía, pero llega un momento en el que las **repulsiones** empiezan a tener importancia y **cuesta** cada vez más **acercarlos**. Es decir, que la curva pasa por un mínimo y la **distancia** a la que se **produce** es la **distancia de enlace** que para la molécula de H_2 conocemos que es de $0,74 \text{ \AA}$.

La molécula de Hidrógeno presenta una energía **menor** a la de los **átomos separados**, que como lo mencionamos al inicio del tema, es una condición indispensable para que exista enlace. En este caso los dos átomos de Hidrógeno adquieren configuración electrónica de gas noble y por lo tanto, estabilidad.



Otro ejemplo de este tipo de enlace sería la molécula de **cloro**, veamos este ejemplo, cada línea en torno al cloro representa a un par de electrones, de acuerdo con Lewis:



Los dos átomos de cloro tienen ocho electrones a su alrededor y por lo tanto configuración electrónica de gas noble y gran estabilidad, la molécula de cloro tendrá **menos energía** que los dos átomos de cloro **separados**.

ENLACES COVALENTES APOLARES O PUROS (II)

ENLACE COVALENTE DOBLE

Un enlace es covalente **doble** cuando cada átomo aporta dos electrones al enlace, es decir, se **comparten dos pares** de electrones entre dos átomos. Un ejemplo es la molécula de Oxígeno (O₂), observemos estas estructuras de Lewis:



Como en los ejemplos anteriores, la molécula de oxígeno tiene menos energía que cada uno de los átomos de oxígeno cuando estaban separados.

Caricatura de dos gemelos halando por igual dos cuerdas con sus manos.

ENLACE COVALENTE TRIPLE

Llamamos a un enlace covalente triple cuando cada átomo aporta tres electrones al enlace, es decir, se **comparten tres pares** de electrones entre dos átomos, por

ejemplo, en la molécula de Nitrógeno (N_2), miremos estas estructuras de Lewis que explican mejor la dinámica:



Mientras más pares de electrones compartan dos átomos, la **distancia** entre ellos será **menor** y el enlace será más **fuerte**, es decir, hará falta más energía para romperlo. Esto lo podemos apreciar mejor en el siguiente cuadro:

Molécula	Energía (Kcal/mol)	distancia (Å)
F_2 (F - F)	36	1,42
O_2 (O = O)	118	1,21
N_2 (N \equiv N)	225	1,10

Tomado de:
<http://www.iesdelgado.org/tomasgomez/2%C2%BA%20Bachillerato/QUIMICA/enlace%20covalente/punto3b.htm>

Trabajo en equipo.- Recomendamos al profesor desarrollar con los estudiantes los siguientes ejercicios en los cuadernos de trabajo:

Mediante estructuras de Lewis representar el tipo de enlace covalente existente en las siguientes moléculas:

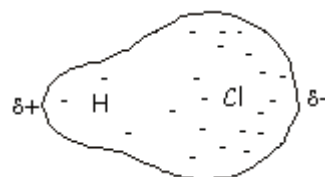
Br_2 , S_2 , I_2 .

Explique: ¿Por qué estas moléculas son consideradas apolares?

ENLACE COVALENTE POLAR

Hasta ahora hemos podido ver que un enlace covalente apolar es un enlace covalente entre dos átomos iguales (no metales), los electrones del enlace se hallan igualmente compartidos y circulan en torno a los dos núcleos atómicos formando el orbital molecular, y el caso del enlace iónico constituye el otro extremo en el que los e^- se transfieren totalmente de un átomo a otro (de un metálico a otro no metálico).

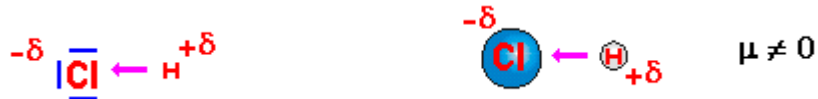
Ahora vamos a ver, otra variante, cuando dos átomos **no son iguales**, en este caso, surgen situaciones intermedias en las que los dos e^- se encuentran **compartidos** entre los dos átomos pero **no por igual**. Por ejemplo, en la molécula de HCl (que desde este momento le llamaremos dipolo) el átomo de **cloro** es **más**



electronegativo, lo que indica que **tiene mayor tendencia** que el hidrógeno a **atraer** hacia sí la **nube electrónica**, con lo que la molécula es **eléctricamente asimétrica** con más carga **negativa** concentrada en el átomo de **Cl** y una cierta carga **positiva** en el átomo de **H**; se crea un **momento dipolar**.

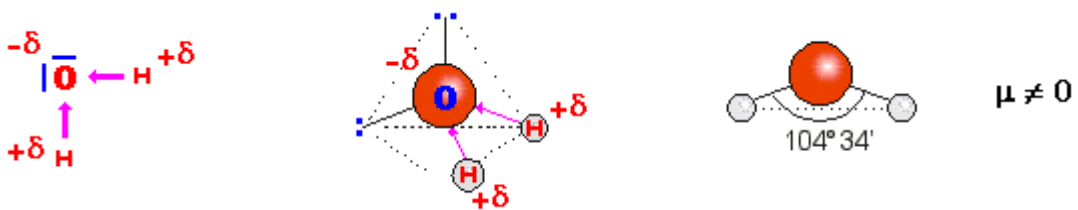
Veamos algunos ejemplos que te pueden ayudar a comprender mejor este enlace:

- Cloruro de hidrógeno:



Debido a que el átomo de cloro es más electronegativo que el de hidrógeno, atraerá más hacia él los electrones del enlace y se quedará cargado con una fracción de carga negativa, se lo llama polo parcialmente negativo, mientras que el hidrógeno se cargará parcialmente positivo.

- agua:

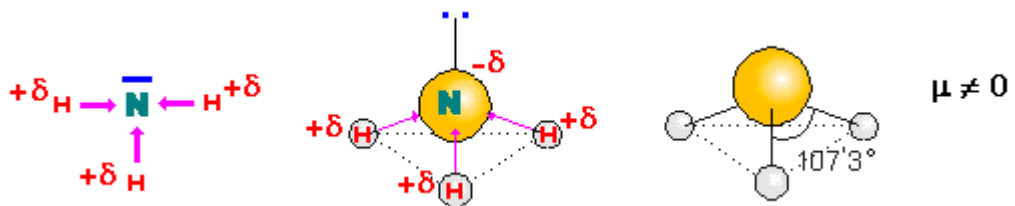


Esta molécula posee dos enlaces covalentes polares.

De igual forma, la diferencia de electronegatividad entre el Oxígeno y el Hidrógeno explica la formación de los polos parcialmente positivo y negativo.

Esta polaridad es elevada en el caso de la molécula de agua, por ello es que se la puede utilizar como disolvente, esto lo verás con mayor detenimiento más adelante.

- Amoniaco:



Esta molécula de amoníaco posee tres enlaces simples polares y lógicamente forma una molécula polar.

Trabajo individual.- El estudiante, luego de consultar en fuentes especializadas, deberá responder en su cuaderno de trabajo el significado de los siguientes términos relacionados con este tema:

- 1.- Momento dipolar:
- 2.- Disolvente:
- 3.- Solvatación:
- 4.- Electrones no enlazantes:

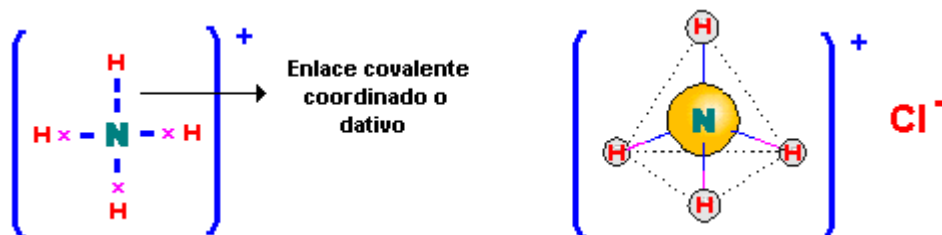
ENLACE COVALENTE COORDINADO

El enlace covalente **coordinado** o **dativo** es un enlace covalente en el que el **par de electrones** que se comparte entre dos átomos es **aportado por un solo átomo**, dicho de otra forma, es muy diferente a todos los que hemos visto hasta ahora, en todos, un átomo pone un electrón, dos o tres y el otro igual para estructurar el enlace, en este caso no es así.

Mediante estructuras de Lewis, este tipo de enlace se representa por medio de una **flecha** que parte del elemento que aporta su par de electrones y **señala** al elemento que se **beneficia** de ellos para formar el enlace.

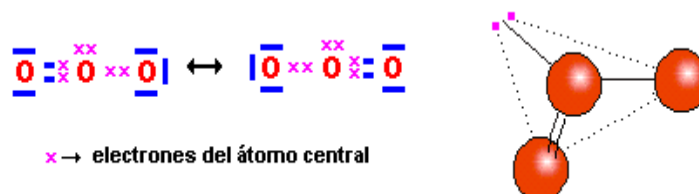
A los compuestos formados con este tipo de enlace se los llama **complejos**. Algunos compuestos con este tipo de enlace son:

- El ión amonio; por ejemplo en el cloruro amónico (NH_4Cl): es un compuesto iónico, forma redes tridimensionales, ($\text{NH}_4^+ \text{Cl}^-$), donde el catión no es un átomo sino una especie poliatómica en la que sus átomos están unidos por enlaces covalentes, uno de ellos coordinado o dativo:



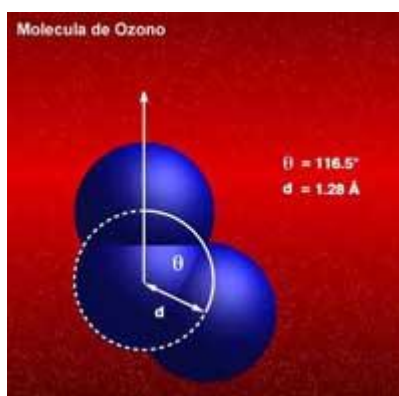
Fíjate, uno de los H ha perdido un e^- y forma con el par de electrones que tiene el N, un enlace covalente coordinado.

El ozono; en el enlace simple, es el átomo central el que aporta los dos electrones del enlace:



Aparecen entonces dos estructuras para el Ozono que se denominan resonantes.

El fenómeno de **resonancia** surge ante la **imposibilidad** de poder representar el estado electrónico de una molécula o ión mediante una sola estructura. En estos casos, **ninguna** de las dos (o más) estructuras resonantes **tiene existencia real**, sino una **hibridación** de todas ellas. Por ejemplo, en el caso del ozono, los dos enlaces que forma el átomo central con los de los extremos, son exactamente iguales a pesar de que, en la estructura de Lewis, uno de ellos sea un enlace covalente doble y el otro un enlace covalente coordinado. Este fenómeno de la resonancia es bastante frecuente.



Molécula de ozono

Ciencia y realidad nacional.- ¿Qué pasa con la capa de ozono en el Ecuador? Tanto que se ha hablado sobre el deterioro de la capa de ozono y no nos hemos puesto a pensar si ese problema nos afecta a nosotros también.

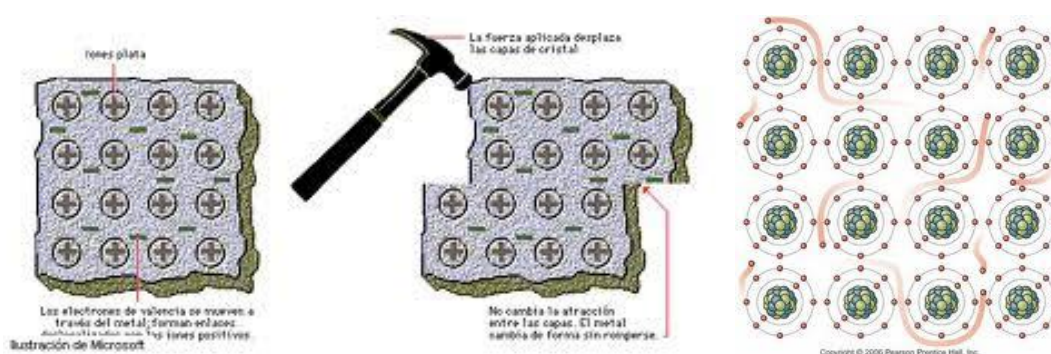
Ingresa a: <http://www.hoy.com.ec/noticias-ecuador/capa-de-ozono-sobre-ecuador-no-podria-recuperarse-por-el-cambio-climatico-344030.html> y tepodrás dar cuenta de lo que sucede con esta capa de la atmósfera, en nuestra región, haz un resumen en tu

cuaderno de trabajo o en computador y organiza una minicumbre por el cambio climático en tu grupo o en tu colegio.

ENLACE METÁLICO

Es un enlace bastante **fuerte**, que se produce entre átomos **metálicos**; como ya te habrás dado cuenta, los átomos de los metales tienen **pocos** electrones en su última capa, por lo tanto, **no** forman enlaces **covalentes**, ya que compartiendo electrones no adquieren la estructura de gas noble.

Nos vemos entonces enfrentados a otra variante, en donde los átomos metálicos se **comparten** los electrones de valencia **colectivamente**.



clasesdequimica.blogspot.com

cienciasdejoseleg.blogspot.com

Como resultado de esto, una **nube** electrónica **rodea** a todo el conjunto de **iones positivos**, **empaquetados** ordenadamente, formando una estructura **crystalina** de alto índice de **coordinación** y responsable de sus **propiedades**.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS, COVALENTES Y METÁLICOS

COMPUESTOS IÓNICOS

- Tienen puntos de fusión y ebullición **elevados**, ya que para fundirlos es necesario **romper** la **red cristalina** tan estable por la cantidad de uniones - atracciones electrostáticas entre iones de distinto signo.
- Son **sólidos** a temperatura ambiente.
- Poseen gran **dureza** debido igualmente a la estructura de su red cristalina.
- Son **solubles** en disolventes **polares** como el agua e insolubles en disolventes apolares como el tetracloruro de carbono.
- Presentan **conductividad** eléctrica **disueltos** en agua o **fundidos**. Sin embargo, en estado sólido no conducen la electricidad.
- Son **frágiles**.

COMPUESTOS COVALENTES

- Los compuestos covalentes, a temperatura ambiente, suelen presentarse en estado **líquido** o **gaseoso** aunque también pueden ser **sólidos**.
- Sus puntos de fusión y ebullición **no** son elevados.
- La **solubilidad** de estos compuestos es **elevada** en disolventes **apolares** y en disolventes polares disminuye.
- Su capacidad conductora es **nula**.
- Los sólidos covalentes **macromoleculares**, tienen **altos** puntos de fusión y ebullición, son **duros**, **malos** conductores y en general **insolubles**.

COMPUESTOS METÁLICOS

- Suelen ser **sólidos** a temperatura ambiente, excepto el **mercurio**, y sus puntos de fusión y ebullición **varían** notablemente.
- Las conductividades térmicas y eléctricas son muy **elevadas**.
- Presentan **brillo** metálico.
- Son **dúctiles** y **maleables**.
- Pueden **emitir electrones** cuando **reciben** energía en forma de calor.

Baúl de palabras.-

- **Fusión.-** Conversión de un sólido en líquido.
- **Ebullición.-** Movimiento agitado y con burbujas de un líquido que tiene lugar al elevar su temperatura.
- **Conductividad.-** Propiedad natural de los cuerpos que consiste en transmitir el calor o la electricidad.
- **Dúctil.-** Que se puede extender en alambres o hilos.
- **Hibridación.-** Es la mezcla de orbitales atómicos a fin de formar nuevos orbitales apropiados para crear enlaces
- **Maleable.-** Que se puede extender en láminas.

DIAGRAMAS DE ELECTRÓN - PUNTO DE LEWIS PARA ESCRIBIR FÓRMULAS

Como tú conoces, Lewis fue uno de los primeros en intentar proponer una teoría para explicar el enlace covalente, por ello creó **notaciones abreviadas** para una descripción más fácil de las uniones atómicas, que fueron las estructuras de Lewis. Para dibujar las estructuras de Lewis se puede seguir el siguiente método:

1.- Calcular el **número total** de **electrones de valencia** que se usarán en la estructura, **sumando** el número de electrones de valencia en todos los átomos en la molécula o ión. Si se está formulando la estructura de un ión, se **suma un ión** por cada **carga negativa** o se **resta un electrón** por cada carga **positiva** del **ión**. Recuerde que el

número de electrones de valencia en los elementos de grupos "A" es el mismo que el número de su **grupo** en la Tabla Periódica.

2.- Plantear el arreglo del **esqueleto** de átomos y **conectar** los átomos con un enlace covalente sencillo (dos puntos o una raya). El Hidrógeno, que contiene solo un electrón de enlazamiento, solo puede formar un enlace covalente. Los átomos de oxígeno generalmente no se enlazan entre sí excepto en los compuestos llamados peróxidos. Los átomos de oxígeno tienen generalmente un máximo de **dos** enlaces covalentes, **dos** enlaces sencillos o **un** doble enlace.

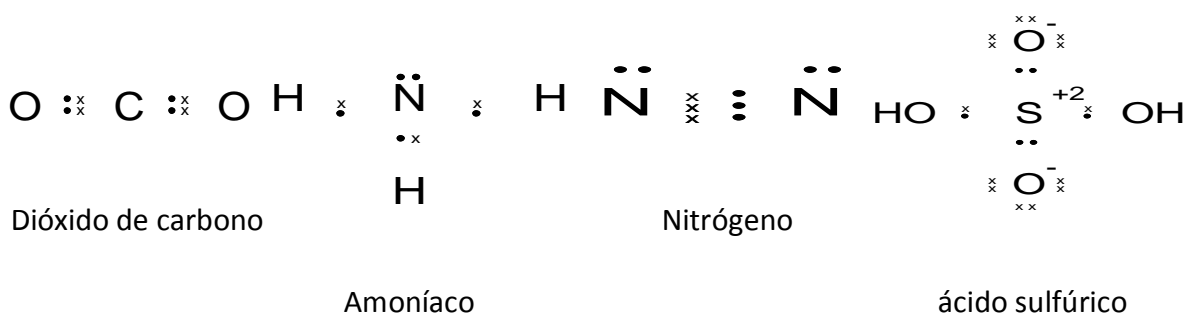
3.- **Restar** dos electrones por **cada** enlace covalente que se haya usado en el paso dos, del número total de electrones calculado en el paso uno. Este cálculo da el número neto de electrones disponibles para completar la estructura.

4.- **Distribuir** pares de electrones (pares de puntos) **alrededor** de cada **átomo** (excepto el Hidrógeno) para darle un total de ocho electrones a su alrededor.

5.- Si no hay suficientes electrones para dar a esos átomos ocho cargas, **cámbiense** los enlaces sencillos entre los átomos a enlaces dobles o triples corriendo los pares de electrones no enlazados, según se necesite. Compruebe que cada átomo (excepto el Hidrógeno) tenga ocho electrones a su alrededor. Un doble enlace cuenta como cuatro electrones por cada átomo al que esté enlazando.

Así lograríamos que todos los átomos unidos por enlaces covalentes tiendan a adquirir la estructura de los gases nobles, ésta es **la regla de Octeto**.

Ejemplos para que analices con tu profesor:



Trabajo en equipo.- El profesor apoyará a sus estudiantes en el desarrollo de los siguientes ejercicios en sus cuadernos de trabajo:

1.- Observando el grupo de la Tabla Periódica en el que están ubicados, indicar el número de electrones de valencia que tienen los siguientes elementos: Cl, H, C, O, N, S, P, I.

2.- Indicar la estructura de Lewis para el CH₄, CCl₄, SiO₂, HNO₃, ClO₃⁻¹

EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

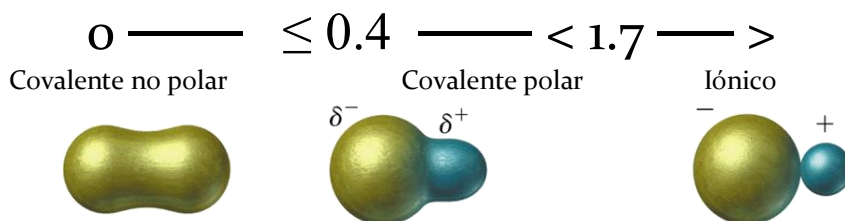
- Moléculas tipo BeCl₂ en la que el Berilio **sólo** tiene 2 electrones.
- Los elementos del grupo 13 (B y Al) forman moléculas como el BF₃ en las que el átomo de B **no llega a tener** 8 electrones.
- Moléculas tipo PCl₅ o SF₆ en las que el átomo central tiene **5 o 6 enlaces** (10 o 12 e⁻).
 - **Sólo en caso de que el no metal no esté en el segundo periodo**, pues a partir del tercero existen orbitales “d” y puede haber más de cuatro enlaces.
- Moléculas tipo NO y NO₂ que tienen un número **impar** de electrones.

CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES A PARTIR DE LA ELECTRONEGATIVIDAD DE LOS ELEMENTOS

Antes de nada, recordemos ¿Qué es la electronegatividad?, es la tendencia que tienen los átomos de un elemento a **atraer** hacia sí los **electrones** cuando se **combinan** con átomos de otro elemento. Por tanto es una propiedad de los átomos enlazados.

La determinación de la electronegatividad se hace conforme a dos escalas, pero la más aceptada es la escala de **Pauling** donde se la expresa en unidades arbitrarias: al flúor, se le asigna el valor más alto, por ser el elemento más electronegativo, tiene un valor de 4 y al cesio, que es el menos electronegativo se le asigna el valor de 0,7.

Para determinar el tipo de enlace entre dos átomos, **se restan** las **electronegatividades** de los átomos que lo constituyen, atendiendo a este esquema:



Veamos un ejemplo: Determinar el tipo de enlace en el cloruro de sodio NaCl:

Electronegatividad Cl 3.0

Electronegatividad Na 0.9

Diferencia 2.1

Como 2,1 es un valor superior a 1,7 el enlace del NaCl es **iónico**.

Analicemos otro: ¿Qué tipo de enlace hay en el Fluoruro de Magnesio MgF₂:

Electronegatividad F 4.0

Electronegatividad Mg 1.2

Diferencia 2.8

Como 2,8 es un valor superior a 1,7 el enlace del MgF₂ es **iónico**.

Tercer ejemplo: Predecir el tipo de enlace en el cloruro de hidrógeno HCl:

Electronegatividad Cl 3.0

Electronegatividad H 2.1

Diferencia 0.9

Como 0,9 es un valor comprendido entre 0,4 y 1,7 el enlace es **covalente polar**.

Último ejemplo: ¿Qué tipo de enlace habrá en la molécula de cloro Cl₂:

Electronegatividad Cl 3.0

Electronegatividad Cl 3.0

Diferencia 0.0

En vista de que este resultado está entre 0 y 0,4 el enlace es covalente **no polar**.

Trabajo individual.- Los estudiantes determinarán el tipo de enlace en los siguientes compuestos: HBr, H₂, KI, I₂, AlCl₃ a partir de sus electronegatividades.

FORMA DE LAS MOLÉCULAS: MODELOS DE GLOBOS Y REPULSIÓN DE PARES DE ELECTRONES

Los enlaces **covalentes** tienen una **dirección determinada** y las **distancias** de enlace y los **ángulos** entre los mismos pueden medirse por técnicas de **difracción** de rayos X.

Las **moléculas diatómicas** como H₂ o Cl₂ deben ser **lineales**, ya que dos puntos siempre forman una **recta**.

Para moléculas formadas por tres o más átomos usamos el modelo de repulsión de los pares electrónicos, que dice que: **“La geometría viene dada por la repulsión de los pares de electrones del átomo central”**.

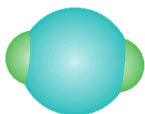
Las parejas de electrones se sitúan **lo más alejadas** posibles.

Para saber la geometría o forma que tienen las moléculas con enlaces covalentes podemos distinguir los siguientes casos:

- 1.- Cuando el átomo central **sólo** tiene pares de **electrones de enlace**. Ej: BeCl_2 , BCl_3 , CH_4 , etc.
- 2.- Cuando el átomo central **tiene** pares de electrones **sin compartir**. Ej: NH_3 , H_2O , etc.
- 3.- Cuando el átomo central tiene **un enlace doble**. Ej: el compuesto llamado eteno (C_2H_4).
- 4.- Cuando el central tiene **dos dobles** enlaces o **uno simple y uno triple**. Ej: Etino (C_2H_2) y CO_2 .

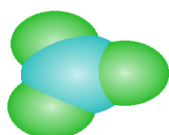
Veamos la forma de las moléculas en el primer caso:

- BeF_2 : El Be tiene 2 pares de electrones enlazados \Rightarrow Ángulos de enlace = **180°** .



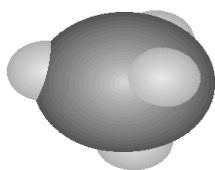
Molécula lineal

- BCl_3 : El B tiene 3 pares de electrones enlazados \Rightarrow Ángulos de enlace = **120°** .



Molécula triangular

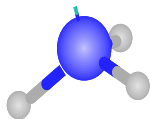
- CH_4 : El C tiene 4 pares de electrones enlazados \Rightarrow Angulos de enlace = **$109,4^\circ$** .



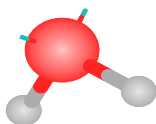
Molécula tetraédrica

Vamos con el segundo caso:

- La **repulsión** de estos pares de electrones **sin compartir** es **mayor** que entre pares de electrones de enlace, por eso los ángulos **son menores** que en las moléculas del caso anterior.
- NH_3 : El N tiene 3 pares de electrones compartidos y 1 sin compartir \Rightarrow Ángulos de enlace. = **$107,3^\circ$** < $109,4^\circ$ (tetraédrico).



H_2O : El O tiene 2 pares de electrones compartidos y 2 sin compartir \Rightarrow Ángulos de enlace = **$104,5^\circ$** < $109,5^\circ$ (tetraédrico).



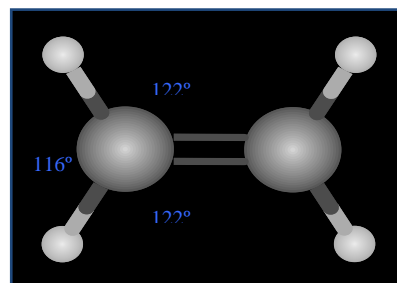
Los ángulos medidos son ligeramente **inferiores** a los de un tetraedro, ya que los pares de electrones no compartidos requieren más espacio que los compartidos, ya que éstos están atraídos por dos átomos.

En el tercer caso:

La **repulsión** debida a 2 pares electrónicos **compartidos** es **mayor** que la de uno.

$\text{CH}_2=\text{CH}_2$: Cada C tiene 2 pares de electrones compartidos con el otro C y 2 pares de electrones compartidos con sendos átomos de H \Rightarrow

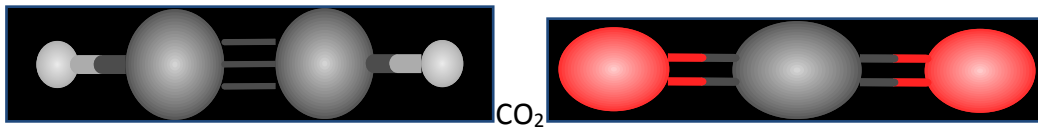
- Ang. enl. H-C=C: **122°** > 120° (triangular)
- Ang. enl. H-C-H: **116°** < 120° (triangular)



En el cuarto caso:

Como se une únicamente a dos elementos la **geometría** es **lineal**.

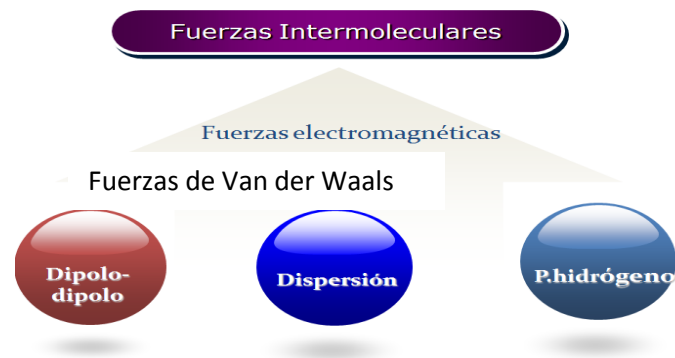
Etino (acetileno)



Trabajo individual.- En sus cuadernos de trabajo, los estudiantes desarrollarán las geometrías de las siguientes moléculas: SiO_2 , PH_3 , H_2S y AsH_3 .

FUERZAS DE ATRACCIÓN INTERMOLECULAR

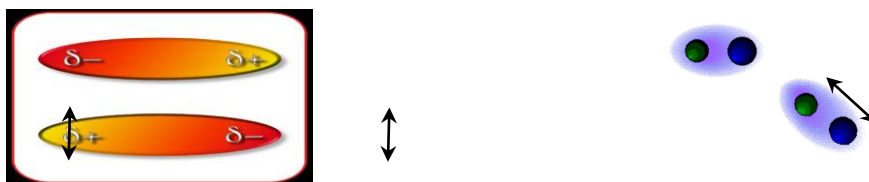
Las fuerzas intermoleculares son **fuerzas electromagnéticas** que actúan entre moléculas o entre regiones ampliamente **distantes** de una **macromolécula**.



1.- DIPOLO - DIPOLO

Son las **fuerzas** que ocurren entre dos moléculas con **dipolos permanentes**, es decir entre dos moléculas con enlace **covalente polar**.

Estas funcionan de forma similar a las interacciones iónicas (a las existentes en un cristal iónico), pero son más **débiles** debido a que las moléculas poseen solamente **cargas parciales**. Un ejemplo de esto puede ser visto en el ácido clorhídrico.

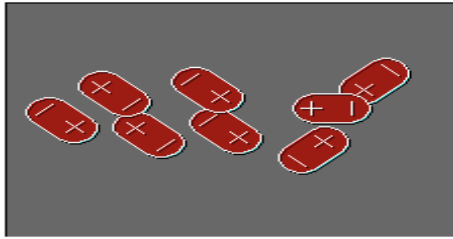


2.- FUERZAS DE DISPERSIÓN O LONDON

Son **pequeñas** y **transitorias** **fuerzas** de **atracción** entre moléculas **no polares** (llamadas también **dipolos instantáneos**), son **muy débiles**.

Son más **intensas** en las moléculas **no polares más grandes** que en las pequeñas.

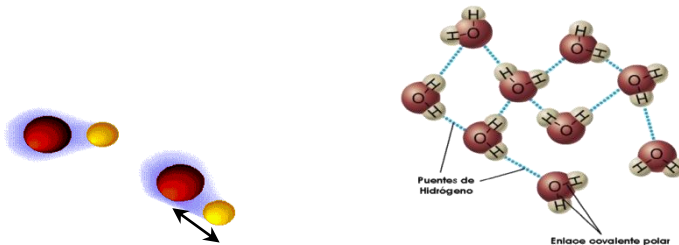
Son de mayor magnitud en el Br_2 , que en el I_2 , que en el F_2 .



PUENTE DE HIDRÓGENO

Es un tipo de atracción **dipolar** particularmente **fuerte**, en el cual un átomo de **hidrógeno** hace de **punte** entre dos **átomos** muy **electronegativos**, sujetando a uno con un enlace **covalente** y al otro con fuerzas puramente **electrostáticas** y que le hacen **incrustarse** en su **nube electrónica**.

Este enlace es el responsable de puntos de fusión y ebullición anormalmente **altos** en las sustancias que los poseen.



Trabajo individual.- Los estudiantes en sus cuadernos de trabajo y con la ayuda de su profesor resolverán las siguientes cuestiones:

- 1.- ¿Qué fuerzas de atracción intermolecular permiten que exista la gota de agua?.
- 2.- ¿Qué es un dipolo instantáneo? ¿Podrías citar dos ejemplos?