La teoría dualística considera como responsable de la unión la existencia de un antagonismo bastante difuso entre los elementos que -- se combinan. Las investigaciones sobre la acción química de la corriente eléctrica-especialmente la descomposición de los hidróxidos alcalinos realizada por H. Davy mediante la pila de Volta (1805-1810)- indican que una de las causas posibles del enlace reside en la atracción-- eléctrica. Esta noción es la que fue desarrollada por J. J. Berzelius- en la teoría electroquímica (1812), en la que el antagonismo entre los cuerpos se identifica con la diferencia en carácter eléctrico. Según-- el comportamiento, en la electrólisis distingue dos elementos en electropositivos y electronegativos, clasificando los elementos en un orden que investigaciones posteriores han confirmado a grandes rasgos.

Si las consideraciones electroquímicas son ciertas, decía, se- deduce que toda combinación química depende únicamente de dos fuerzas opuestas, la electricidad positiva y la negativa; cada combinación se hallará formada por dos partes constituyentes reunidas por efecto de- su reacción electroquímica, supuesto que no exista una tercera fuerza. De ello se deduce que todo compuesto, cualquiera que sea el número de sus principios constituyentes, puede dividirse en dos partes, una de- las cuales posee carga positiva y la otra negativa. Así por ejemplo,- el sulfato sódico no se halla formado por azufre, oxígeno y sodio, sino por ácido sulfúrico y sosa cáustica, los cuales, a su vez, pueden- dividirse en otros dos elementos.

Según las consideraciones expuestas el enlace químico es, en - un principio, un fenómeno eléctrico que depende esencialmente de la - polaridad de los átomos. Por tanto, un cuerpo que pueda combinarse--- con otros actuando ya como electronegativo ya como electropositivo--- podrá formar el primer tipo de combinaciones a menos que se una a un- elemento más electropositivo que él y en el segundo caso cuando se -- una a elementos más electronegativos.

En una serie de trabajos memorables, J.B. Dumas y sus discípulos consiguieron, en cierto número de cuerpos orgánicos y especial--- mente en el ácido acético, la sustitución de átomos de hidrógeno por-

cloro (1834-1840). El que los derivados hidrogenados (CH_3 - COOH) y - clorados ($CHCl_2$ - COOH, CH_2Cl - COOH, CCl_3 - COOH) presentasen entre ellos analogías marcadas condujo a J.B. Dumas a --- enunciar la *ley de la sustitución* y a poner la *teoría de los tipos*. Considera como pertenecientes al mismo tipo químico a los cuerpos --- que contienen el mismo número de equivalentes, unidos de la misma manera y que gozan de las mismas propiedades químicas fundamentales".

Estos descubrimientos alcanzaban de modo directo a la teoría - electroquímica puesto que mostraban que podía sustituirse el hidrógeno, cuerpo electropositivo por el cloro, electronegativo, sin modificar de una manera fundamental el edificio químico sede de la situa--- ción.

La publicación de estos hechos e ideas enfadó a J.J. Berzelius quien por la publicación de los informes anuales sobre el progreso de la química se había adjudiciado el papel de árbitro en este dominio - de la ciencia. Uno y otro recibieron el apoyo de sus discípulos, en-- tablándose una de las discusiones más violentas de las que haya constancia en los anales de la química.

.5. EL ENLACE IONICO O ELECTROVALENTE.

Cuando se ponen en contacto sodio metálico y clorogaseoso, estos reaccionan muy rápidamente produciendo cloruro de sodio blanco y-- cristalino. Si quisieramos determinar que tipo de enlace químico existe en este compuesto ¿podríamos hacerlo tomando en consideración algunos de los antecedentes presentados en los puntos anteriores?

La respuesta es afirmativa, un análisis de los valores de las-- electronegatividades, energías de ionización y afinidades electrónicas reportados para cada uno de estos elementos nos debe de servir de guía para determinar el tipo de enlace formado.

De acuerdo a la tabla 3 el cloro debe de mostrar una gran ----- atracción por sus electrones, más aún, el alto valor de su electro---- negatividad (3.0) nos indica que está en posibilidades de arrancar --- los electrones de valencia a otros átomos de otros elementos que po--- sean un valor bajo de electronegatividad; tal es el caso del sodio que con una electronegatividad de 0.9 no posee una fuerza muy grande para- retener sus electrones de valencia. En este orden de cosas el poten--- cial de ionización del sodio (118.0 Kcal/mol) nos indica que se requie re poca energía para arrancarle un electrón y, su baja afinidad elec- trónica nos muestra la poca tendencia que tiene para atraer electro--- nes.

Caso distinto el del cloro, que con su alto valor de afinidad - electrónica y potencial de ionización (3.8 eV y 300 Kcal/mol respecti- vamente) nos indica la gran atracción que ejerce sobre los electrones- y lo difícil que resulta arrancarle uno de estos.

De acuerdo a todo lo anterior es de esperar que se presente una transferencia de electrones del sodio al cloro, de tal forma que estos se conviertan en iones y adquieren un octete de electrones (ver cuadro 1), por lo tanto la forma correcta de representar al cloruro de sodio- es Na^+Cl^-.

Sin embargo no todo es tan sencillo, si bien se libera energía- cuando el átomo de cloro adquiere un electrón, ésta no es suficiente-- para compensar la que requiere el átomo de sodio para liberar su elec- trón:

$$Na(g) + (E.I.)_1 \longrightarrow Na^+(g) + e- \quad (E.I.)_1 = 118 \text{ Kc/m}$$

$$Cl(g) + e- \longrightarrow Cl^-(g) + 3.8 \text{ eV}$$

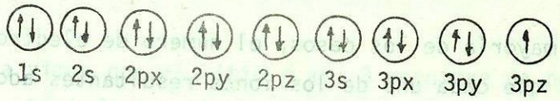
donde los 3.8 eV son iguales a 87.2 Kc/m.

CUADRO 1

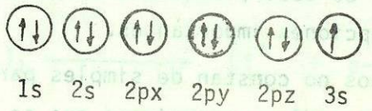
Cloro # at. 17 electronegatividad 3.0,A. Electrónica 3.8 eV, $(E.I)_1$ 300 Kcal/mol

Sodio # at. 11 electronegatividad 0.9,A. Electrónica 0.6 eV, ----- $(E.I.)_1$ 118 Kcal/mol.

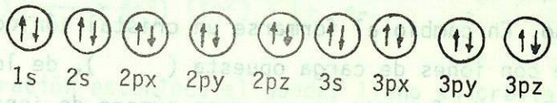
Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



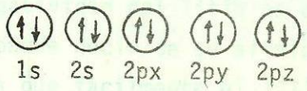
Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



Na $1s^2 2s^2 2p^6$



Pero esto no para ahí, también debe absorberse energía para -- transformar el sodio metálico sólido en átomos gaseosos y para que -- las moléculas gaseosas de Cl_2 se transformen en átomos de Cl gaseo-- sos.

Este déficit energético aparente se ve más que compensado por la liberación de energía que se da durante el proceso de juntar io-- nes sodio y cloruro en un cristal sólido. Esta energía se conoce co- mo *energía reticular o del cristal*. Así la construcción de un cris- tal iónico es parte integrante de la formación de una unión iónica.

En base a lo expuesto cabe destacar lo siguiente:

1. Un enlace iónico resulta por la transferencia de electrones entre un átomo con baja electronegatividad, afinidad electrónica y poco requerimiento de energía de ionización y otro con alta electronegatividad, afinidad electrónica y mayor requerimiento de energía de ionización; de la que el primero se convierte en un ion positivo y el segundo en uno negativo.
2. En la mayoría de los casos, el número de electrones ganados y perdidos es tal que cada uno de los iones resultantes adquiere una configuración electrónica estable, es decir, adquiere un octeto en su capa externa. - Hay sin embargo excepciones importantes.
3. Los compuestos iónicos no constan de simples pares iónicos o agrupaciones pequeñas de iones, salvo excepciones que se presentan en el estado gaseoso. En cambio al formarse un cristal iónico, cada ion tiende a rodearse con iones de carga opuesta ( ), de lo que resulta que el cristal queda formado por un gran número de iones positivos y negativos ordenados alternadamente.

5.a EL CASO DEL FLUORURO DE LITIO.

Habiendo estudiado ya el tipo de enlace que se forma al unirse átomos de sodio con átomos de cloro, debe ser más sencillo determinar el tipo de enlace que existirá al unirse átomos de fluor con átomos de litio.

En el punto 5.1.a vimos que el litio # at. 3 requiere de poca energía para liberar su electrón de valencia

$$Li + (E.I.)_1 \longrightarrow Li^{+} + e^-$$

$$\left[(+3)\,(1s^2 2s^1)^{-3}\right]^{\circ} + (E.I.)_1 \longrightarrow \left[(+3)\,(1s^2)^{-2}\right]^{+} + e^-$$

adquiriendo una configuración establece al quedar lleno su orbital 1s. Además la electronegatividad del litio es de 1.0 casi igual a la del sodio, lo mismo se puede decir de su afinidad electrónica (aprox. .7 eV) lo que nos indica que facilmente el litio puede desprenderse de su electrón de valencia.

En el caso del flúor, que es el elemento más electronegativo y con gran afinidad electrónica (4.0 y 3.6 eV respectivamente) requiere de una gran cantidad de energía para perder un electrón (401.5 Kcal) lo que nos muestra la gran facilidad que posee este elemento para atraer electrones.

Es evidente que el F mantiene y atrae a los electrones mucho más fuertemente que el átomo de Li; y la transferencia de electrones se efectuará del Li al F tal como se muestra en el cuadro 2.

CUADRO 2

Flúor # at. 9 electronegatividad 4.0,A. Electrónica 3.6 eV, $(E.I.)_1$ 401.5 Kcal/mol

Litio # at. 3 electronegatividad 0.9, A. Electrónica 0.7 eV, $(E.I.)_1$ 124.0 Kcal/mol.

diferencia 3.1

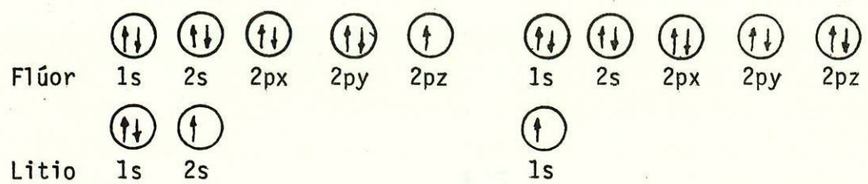
F $1s^2 2s^2 2p^5$ — 1s 2s 2px 2py 2pz

Li $1s^2 2s^1$ — 1s 2s

F $1s^2 2s^2 2p^6$ — 1s 2s 2px 2py 2pz

Li $\ddot{1}s^2$ — 1s

La relación en que se unen los átomos de litio y flúor esta determinada por el número de electrones que requieren aquellos para adquirir una configuración electrónica estable, en este caso como cada átomo de flúor requiere de un solo electrón para completar su octeto y cada átomo de litio necesita desalojar un solo electrón para que quede su configuración electrónica de una forma estable, se unirán un átomo de flúor con uno de litio, tal como se muestra a continuación



La forma de representar este compuesto sería $Li^+ F^-$

5. b. EL CASO DEL OXIDO DE POTASIO.

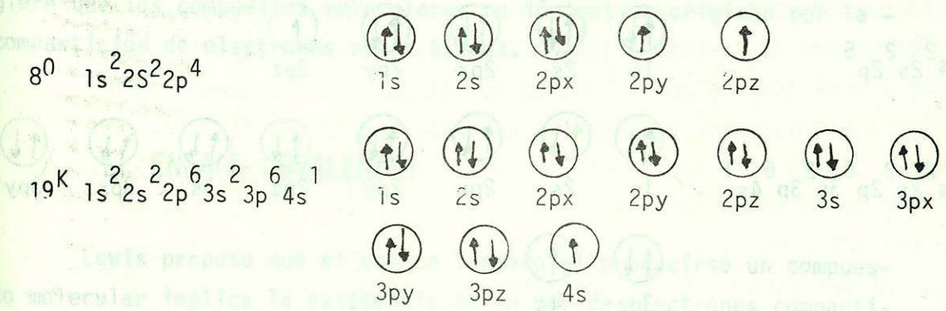
Intentemos ahora determinar el tipo de enlace que se forma al reaccionar átomos de oxígeno con átomos de potasio.

El oxígeno # at. 8 y configuración electrónica $Is^2 2S^2 2p^4$ posee un alto valor de electronegatividad (3.5) y una gran afinidad electrónica (2.2 eV), el valor reportado para su primera energía de ionización es de 314.0 Kcal/mol; si comparamos estos datos a los reportados para la electronegatividad, afinidad electrónica y potencial de ionización del potasio y que son respectivamente 0.8, 0.5 eV y 100 Kcal. Deducimos fácilmente cuál es la tendencia en el comportamiento de estos dos elementos con los electrones.

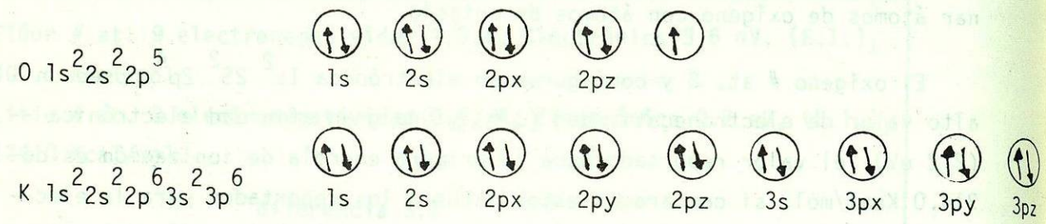
Esta comparación nos indica que, por un lado, el oxígeno muestra una gran afinidad por los electrones y un gran poder para retenerlos y, por el otro lado el potasio, con un bajo poder de atracción y de retención sobre los electrones.

Podemos pues afirmar que se presenta una transferencia de electrones del potasio al oxígeno y la relación en que los átomos se unen está determinada por el # de electrones de valencia que cada uno necesita ganar o perder para llegar a una configuración electrónica estable, veamos esto más detenidamente (ver también cuadro 3).

Las configuraciones de estos dos elementos son:



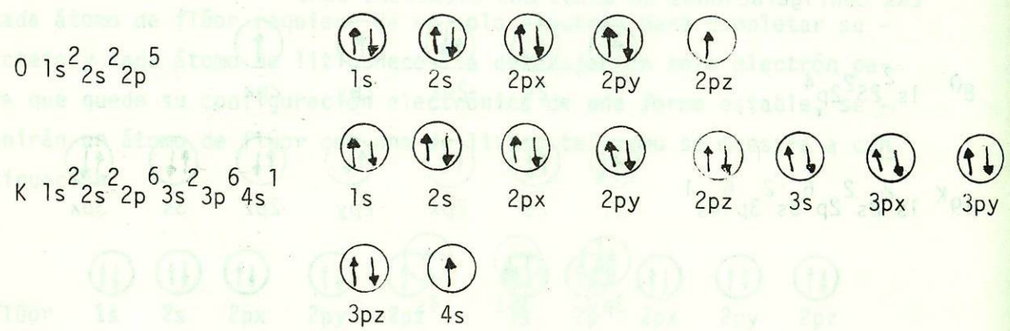
De esto observamos que si se combina un solo átomo de oxígeno con uno de potasio sólo este último adquiere un octeto de electrones mientras que el oxígeno no lo lograría.



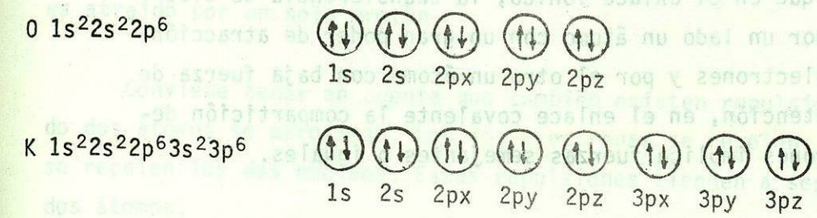
CUADRO 3

Oxígeno # at. 8 Electronegatividad 3.5, A. Electrónica 2.2 eV, $(E.I)_1$ 314.0 Kcal/mol
Potasio # at. 19 Electronegatividad 0.8, A. Electrónica 0.5 eV $(E.I.)_1$ 100.0 Kcal/mol

Si buscamos en la tabla 3 la segunda energía de ionización del potasio vemos que ésta es muy elevada (734 Kcal) por lo que el mismo átomo de potasio no cedería otro electrón al oxígeno, además de que, de suceder esto el propio átomo de potasio vería descompletarse su octeto recién formado; asi el oxígeno debe completar el suyo aceptando un electrón de valencia de otro átomo de potasio para que éste a su vez lo adquiera.



lo que nos daría por resultado



de esto podemos concluir que por cada átomo de oxígeno se unen a este dos átomos de potasio y se representa por $K_2^+ O^{-2}$.

6. PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS

La existencia del enlace iónico permite explicar las propiedades de ciertos compuestos como son: altos puntos de fusión y ebullición, conducción de la corriente eléctrica en solución acuosa o en estado fundido etc.; pero no permite explicar las propiedades de una gran cantidad de compuestos, es decir no explica por que otros compuestos no conducen la corriente eléctrica (o raramente lo hacen) o poseen bajos puntos de fusión y ebullición.

La explicación la encontramos en la propuesta que Gilbert N. Lewis presenta en su trabajo "El átomo y la molécula", en el cual sugiere que los compuestos moleculares no iónicos se originan por la compartición de electrones entre átomos.

7. EL ENLACE COVALENTE:

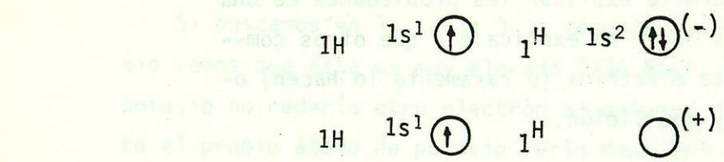
Lewis propuso que el enlace formado al producirse un compuesto molecular implica la existencia de un par de electrones compartidos entre dos átomos. Llamaremos a este enlace o unión, al igual que

Lewis, enlace covalente.

Mientras que en el enlace iónico, la transferencia de electrones implica por un lado un átomo con un gran poder de atracción y retención de electrones y por el otro un átomo con baja fuerza de atracción y retención, en el enlace covalente la compartición de un par de electrones implica fuerzas semejantes o iguales.

Analicemos el caso de la molécula diatómica de hidrógeno (H_2), ésta es ta formada por dos átomos idénticos de hidrógeno (mismo valor de electronegatividad, de afinidad electrónica y de potencial de ionización) así, es imposible admitir que de dos átomos iguales uno ceda electrones al otro.

En el caso del hidrógeno # at. 1 su configuración electrónica $1s^1$ nos indica que no posee completo su orbital y los hechos experimentales señalan que no es posible que uno de los átomos ceda su electrón al otro.



Lo que propone la teoría del enlace covalente es lo siguiente: si dos átomos de hidrógeno (átomo 1 y 2) se acercan, el electrón del átomo 1 será atraído por el núcleo del átomo 2. Analogamente, el electrón del átomo 2 será atraído por el núcleo del átomo 1. Tanto el electrón 1 como el 2 permanecen parte del tiempo en el espacio comprendido entre ambos núcleos. En esta región, cada electrón es atraído por ambos núcleos, esta atracción es la fuerza que mantiene unidos a los dos átomos. El enlace químico del H_2 se debe a que cada uno de los dos electrones es atraído simultáneamente por ambos protones. Desde el punto de vista energético esta distribución es más estable que la de los átomos no combinados, en la cual cada electrón es atraído por un solo protón.

Conviene tener en cuenta que también existen repulsiones cuando dos átomos se aproximan. Los dos electrones se repelen; también se repelen los dos núcleos. Estas repulsiones tienden a separar a los dos átomos.

¿Cuál de las dos tendencias es más importante, la atracción o la repulsión? La experiencia señala que debe ser la atracción, puesto que se forma un enlace químico estable. ¿Por qué? Encontraremos la respuesta en la movilidad de los electrones. Los electrones no ocupan posiciones fijas, sino que se mueven alrededor de los núcleos. En estos movimientos, se alejan de las posiciones en las que se encontrarían muy cerca, pero persisten en hallarse lo más posible entre los dos núcleos.

7.a. ESTRUCTURAS DE LEWIS

Una forma de representar la molécula de H_2 es la de presentar el núcleo y los electrones interiores del átomo con el símbolo del elemento y los electrones de valencia por medio de puntos o cruces, para el caso del hidrógeno quedaría:

CUADRO 4

$_1H$ $1s^1$ H.

H··H

$_1H$ $1s^1$ H·

Hidrógeno # at. 1 Electronegatividad 2.1, A. Electrónica 0.7, $(E.I.)_1$ 313 Kca/mol

Hidrógeno # at. 1 Electronegatividad 2.1. A, Electrónica 0.7, $(E.I.)_1$ 313 Kca/mol

diferencia 0

7. b LA MOLECULA DEL CLORO

Este es un caso similar al del hidrógeno. Se trata de dos á-- tomos idénticos (ver cuadro 5) por lo que es poco probable que uno - de ellos ceda electrones al otro, además de que uno de los dos no -- completaría su octeto de electrones.

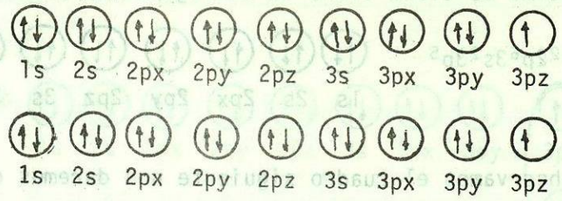
CUADRO 5

Cloro # at 17 electronegatividad 3.0. A, Electrónica 3.8 eV $(E.I.)_1$ 300 Kcal/mol

Cloro # at 17 electronegatividad 3.0. A, Electrónica 3.8 eV $(E.I.)_1$ 300 Kcal/mol.

diferencia 0.0

Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



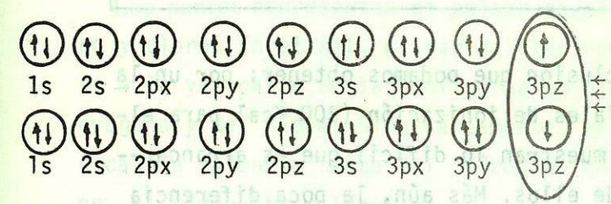
Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Esto no coincide con las evidencias experimentales, lo que debe de suceder es, que se presenta la compartición de un par de electrones, esto lo visualizaremos mejor si empleamos el diagrama de Lewis.

Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 17^{Cl} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$:Cl·

Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 17^{Cl} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$:Cl:

:Cl··Cl:



8. EL CLORURO DE HIDROGENO.

Despúes de haber estudiado la forma en que se unen dos átomos de un mismo elemento, ahora podemos considerar, en detalle, el enlace químico formado entre átomos de hidrógeno y cloro al formar cloruro de hidrógeno gas.

El átomo de hidrógeno tiene la configuración electrónica

$_1H$ $1s^1$