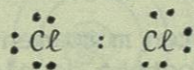


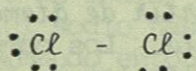
Veamos el caso del hidrógeno, que puede representarse por la estructura electrónica puntual de Lewis.



Los dos electrones entre los dos átomos de hidrógeno combinado indican la posición mutua de los electrones por los hidrógenos. En otras palabras, la pareja electrónica entre los dos hidrógenos representa el enlace covalente entre los átomos. El símbolo electrónico puntual de Lewis para el cloro diatómico es:



Cada átomo de cloro combinado tiene la configuración del gas inerte más cercano que es el argón. Estas estructuras electrónicas puntuales no sirven para dar información alguna referente a las formas de las nubes electrónicas, o para indicar que los electrones son puntos, sino que únicamente sirven como una representación conveniente de las moléculas. A menudo, los pares de electrones compartidos se representan mediante guiones que unen a los átomos. Por ejemplo con frecuencia, la estructura electrónica puntual del cloro se escribe como:

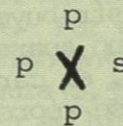


Cuando se escriben las estructuras puntuales, el guión debe interpretarse como una pareja de electrones compartidos, debido a que los no metales tienden a reaccionar con otro no metal para formar compuestos covalentes en los que se alcanza la configuración electrónica de un gas inerte, al compartir pareja de electrones, a menudo puede deducirse la estructura puntual de las moléculas de tales compuestos, arreglando las representaciones electrónicas puntuales de los elementos de manera que satisfagan la regla del octeto.

Cuando los átomos de los elementos forman compuestos generalmente solo intervienen los electrones del nivel de energía externo. A estos electrones del nivel externo de energía se les conoce como *electrones de valencia*. En lugar de

escribir las configuraciones electrónicas de los elementos con el fin de indicar el número de electrones de valencia, se ha desarrollado un método para la representación simbólica de tales electrones. Para indicar los electrones de valencia de un elemento usaremos la representación *electrónica puntual*. La representación electrónica puntual consiste en indicar los electrones del nivel de energía más externo (de valencia) mediante puntos colocados alrededor del símbolo usual del elemento como ya vimos el caso del hidrógeno  $\text{H}^\circ$ . Ya que los electrones del nivel de energía externo de los elementos representativos incluyen los subniveles s y p, los electrones de valencia estarán distribuidos en el orbital s y los tres orbitales p del nivel externo, de acuerdo con la regla de Hund.

Para usar la representación puntual, se escribe el símbolo del elemento y se representan los electrones de valencia como puntos en estos cuatro orbitales (uno s y tres p), a la derecha, izquierda, arriba y abajo del símbolo. Esto puede verse como:



Por ejemplo, la estructura electrónica del Litio es  $1s^2 2s^1$ , así que su representación electrónica puntual es:



En donde el punto único representa al electrón de valencia 2s único.

La configuración electrónica del nitrógeno es  $1s^2 2s^2 2p^3$  de modo que su representación electrónica puntual es:



(el lado del símbolo utilizado para los orbitales s y p es arbitrario). Este símbolo indica que dos de los electrones de valencia están en un orbital (2s) y los otros tres están distribuidos en los tres orbitales 2p, de acuerdo con la regla



de Hund. La configuración electrónica del flúor es  $1s^2 2s^2 2p^5$  de manera que su representación electrónica puntual es:



La cual indica un orbital 2s completo, dos orbitales 2p completos y el electrón restante en el tercer orbital p. La configuración electrónica del neón es  $1s^2 2s^2 2p^6$ , así que la representación electrónica puntual es:



Obsérvese que el neón tiene completamente llenos los subniveles s y p esta se conoce como la configuración del gas inerte o del octeto.

Algunos de los elementos representativos no siguen el patrón que acabamos de ver, debido a la manera en que los electrones de valencia intervienen en la formación de los compuestos. La representación electrónica puntual es para estos elementos se forman distribuyendo los electrones de valencia, de manera que sólo uno aparezca en un lado determinado del símbolo. Por ejemplo, el carbono con la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^2$ , se representa mediante.



Los elementos de un grupo de la tabla periódica tienen generalmente, representaciones electrónicas puntuales de la misma forma. Debido a que poseen el mismo número de electrones en el nivel de energía externo. Las representaciones electrónicas puntuales proporcionan un medio conveniente de representar la distribución electrónica en el nivel de valencia en los elementos representativos. Debido a que la estructura electrónica de los elementos en transición y de nivel de energía interno, las representaciones electrónicas puntuales de estos elementos no son tan útiles como para los elementos representativos.

### 3-7 NATURALEZA DEL ENLACE COVALENTE.

Ya sabemos que un enlace covalente está formado por dos átomos con un par de electrones compartidos pero no hemos visto la razón de ello. Es necesario profundizar más en la naturaleza de los enlaces covalentes para saber por qué se han formado y por qué ya formados, se mantienen juntos los átomos en las moléculas.

A fin de estudiar la naturaleza del enlace covalente, consideremos dos átomos de hidrógeno que chocan y forman una molécula covalente de  $H_2$ . Cada átomo de hidrógeno está formado por un núcleo con un protón y un sólo electrón en el orbital 1s. Para que la confusión sea mínima, hablaremos del núcleo A y del electrón A de un átomo y del núcleo B y el electrón B de otro átomo. A medida que los dos átomos se acercan, además de la fuerza de atracción de Coulomb entre cada núcleo y su propio electrón, empiezan a actuar nuevas fuerzas atractivas de Coulomb, entre el núcleo A y el electrón B y entre el núcleo B y el electrón A. Por otra parte, hay también fuerzas de Coulomb de repulsión entre los dos electrones y entre los dos núcleos (ver figura 3.3) Pero sigamos el curso de formación de una molécula de hidrógeno en función de la energía implicada.

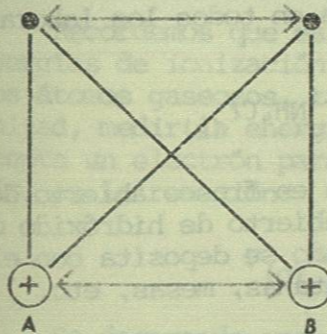


Fig. 3.3. Las fuerzas de Coulomb de atracción y repulsión entre dos átomos con un electrón.

Dos átomos separados de hidrógeno poseen energía potencial eléctrica. A medida que se acercan, comienzan a sentir los efectos de la atracción de Coulomb. Finalmente se alcanza una distancia internuclear en la cual la energía potencial del sistema de dos átomos llega a un mínimo. A esta distancia en que las fuerzas de atracción han sido equilibradas por fuerzas de repulsión, se forma la molécula diatómica estable. Si la distancia intermolecular se hiciera más pequeña, predominarían las fuerzas de repulsión.

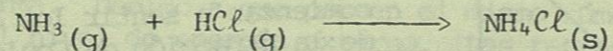


Resumamos nuestra imagen de un enlace covalente entre dos núcleos cualesquiera. Las cargas de los dos núcleos y sus electrones orbitales crean tanto fuerzas de atracción como de repulsión. A una determinada distancia entre los núcleos, estas fuerzas están equilibradas exactamente y resulta una molécula estable, donde cada núcleo ejerce una fuerza de atracción sobre los electrones de enlace. En consecuencia, los dos electrones del enlace covalente son compartidos por los dos átomos. Cuando este proceso se trata por medio de la mecánica cuántica, encontramos que hay una gran probabilidad de encontrar el par de electrones de enlace entre los dos átomos. Cuanto mayor es la probabilidad de encontrar los electrones entre los dos átomos, y no en otra parte, más fuerte es el enlace (es decir, mayor es la energía que se requiere para romperla).

La fuerza de atracción en un enlace covalente, todavía es electrostática y los dos núcleos positivos se mantienen juntos por la elevada concentración de carga negativa que hay entre ellos. Cuanto más grande es la concentración de esta carga negativa (cuanto mayor es la probabilidad), más fuerte es el enlace.

### 3-8 ENLACE COVALENTE COORDINADO.

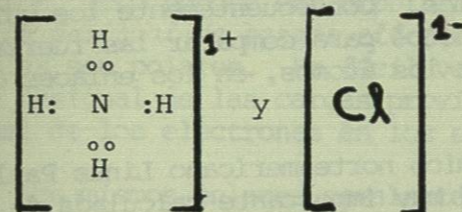
Una reacción química muy conocida en todos los laboratorios es la siguiente:



Se efectúa cada vez que se coloca en frasco abierto de ácido clorhídrico cerca de un frasco abierto de hidróxido de amonio. El humo blanco y sólido formado se deposita con el tiempo como polvo fino, blanco, en ventanas, mesas, etc.

Esta es una reacción muy interesante en la que los gases moleculares  $\text{NH}_3$  y  $\text{HCl}$ , donde solo están presentes enlaces covalentes, se combinan en la fase gaseosa para formar un sólido iónico,  $(\text{NH}_4)^+ \text{Cl}^-$ :  $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \longrightarrow$

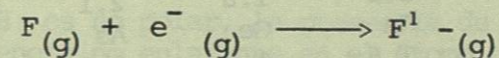
$(\text{NH}_4)^+ \text{Cl}^-$  las estructuras de Lewis para los iones  $(\text{NH}_4)^+$  y  $\text{Cl}^-$ :



Si examinamos cuidadosamente la estructura de Lewis del ión tetraédrico  $(\text{NH}_4)^+$ , observamos que la regla del octeto se satisface para el átomo de nitrógeno y que cada uno de los cuatro átomos de hidrógeno tiene completa una capa de valencia de dos electrones, sin embargo, en un caso el enlace covalente de dos electrones que hay entre el átomo de nitrógeno y el de hidrógeno, se ha podido realizar sólo porque el átomo de nitrógeno ha contribuido con los dos electrones del par electrónico. Un enlace covalente en el que un átomo contribuye con ambos electrones del enlace, se llama Enlace Covalente Coordinado.

### 3-9 ELECTRONEGATIVIDAD Y ENLACES QUÍMICOS.

Recordemos que es experimentalmente posible medir las energías de ionización requeridas para separar electrones de los átomos gaseosos, también es posible, aunque con más dificultad, medir la energía liberada cuando un átomo gaseoso acepta un electrón para convertirse en un ión negativo, es decir, en la reacción:



Se desprende energía que puede ser medida, esa energía se llama la electroafinidad del átomo de flúor. Las energías de ionización y las electroafinidades miden las propiedades de retención o atracción de electrones, pero solo para las condiciones muy especiales bajo las cuales han sido medidas, para estudiar las características de un enlace químico entre átomos, el químico debe tener alguna forma de comparar las



fuerzas de atracción entre electrones de átomos ya combinados químicamente.

Sin embargo no es posible todavía medir directamente esas propiedades de los átomos. Consecuentemente los químicos han ideado medios indirectos para comparar las fuerzas de atracción electrónicas en los átomos, en los enlaces químicos.

Como lo sugiere el químico norteamericano Linus Pauling se ha derivado una propiedad muy importante calculada de los átomos a la que se ha llamado electronegatividad. La electronegatividad de un átomo es una medida relativa del poder de atraer electrones que tienen un átomo cuando forma parte de un enlace químico.

Los valores para la electronegatividad de Pauling se dan en la tabla 3.2. Metales como el sodio y el calcio tienen bajos valores de electronegatividad mientras que no metales como el oxígeno y el cloro tienen valores elevados. El valor de 4.0 para la electronegatividad del Flúor es el más alto de todos los elementos; esto indica que el átomo que atrae electrones con más fuerza en dos compuestos es el flúor.

TABLA 3-2. Electronegatividades de algunos elementos (según la escala arbitraria de Pauling).

H						
2.1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0.8	1.0	1.6	1.7	2.0	2.4	2.8
Rb	Sr					I
0.8	1.0					2.4
Cs	Ba					
0.7	0.9					

### 3-10 SIGNIFICADO E IMPORTANCIA DE LOS DIPOLOS.

Se sabe que moléculas como el agua, son eléctricamente neutras, pero pueden ser dipolos es decir, tener una distribución desigual de cargas eléctricas. Se dice que tales moléculas son polares. Es fácil ver ahora, que esta distribución desigual de las cargas proviene de una distribución desigual de los electrones en los enlaces intermedios.

Los mismos enlaces covalentes pueden ser polares. Casi todos los enlaces entre átomos diferentes son polares. Los enlaces intermedios se llaman también enlaces polares covalentes.

El momento dipolar de una molécula es la medida experimental de la distribución desigual neta de la carga en dicha molécula. Si nuestra explicación del origen de la naturaleza dipolar de la molécula es correcta, entonces los momentos dipolares en una serie relacionada de moléculas diatómicas aumenta al incrementarse la diferencia en electronegatividad entre los átomos.

En el caso de una molécula poliatómica, la sola polaridad del enlace no puede explicar cualitativamente la polaridad neta de la molécula. También intervien la orientación especial de los enlaces dentro de las moléculas. El  $\text{CCl}_4$  tiene cuatro enlaces covalentes polares dirigidos hacia la vertical del tetraedro. La polaridad de un enlace individual  $\text{C-Cl}$  está compensado por los otros tres enlaces. El  $\text{CCl}_4$  es una molécula no polar. Finalmente, la presencia y orientación de electrones de valencia no enlazados tendrá un efecto sobre la polaridad neta de una molécula. Por ejemplo, aunque cada enlace  $\text{P-H}$  en el  $\text{PH}_3$  es no polar, la presencia de un par de electrones de valencia no enlazante en el átomo de fósforo conduce a un pequeño aumento dipolar para la molécula entera. Quizá le sorprenda la importancia que hemos dado a detalles, al parecer pequeños y abstractos. Como el hecho de que la mayoría de los compuestos tienen enlaces que no son totalmente covalentes ni completamente iónicos; pero a menudo estos detalles "pequeños y abstractos" son los que, de hecho, hacen a nuestro universo físico lo que es.



Si los enlaces químicos fueran totalmente iónicos o totalmente covalentes, las moléculas no formarían dipolos y entonces, muchos compuestos no existirían en los estados líquidos y sólidos, excepto bajo condiciones extremas, como la que se requiere para los gases nobles.

2o. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD VIII.

## ENERGÍA QUÍMICA.

De todas las formas de energía, ninguna es más útil para la vida del hombre que la Química. Su utilidad se debe en gran parte a su adaptabilidad. A veces como en los combustibles ordinarios, la energía química se libera tan fácilmente que basta un cerillo para soltarla. Es tan fácil de controlar la energía química que un ama de casa puede hornear un pan al punto exacto que quiera pero también puede ser explosivamente incontrolable, como ocurre con la que se encuentra aprisionada en la dinamita. Esta misma página que estás leyendo libera lentamente energía química al combinarse con el oxígeno del aire y está imperceptiblemente más caliente que el ambiente. Dentro de cien años estas páginas se tornarían amarillentas como resultado de este lento arder. En contraste los filamentos metálicos de las bombillas del flash de los fotógrafos arden cegadora e instantáneamente.

La energía química se crea cuando se alteran los complejos vínculos que unen la materia. Los átomos están estrechamente vinculados y producen moléculas que a su vez forman materia tan grande que puede verse y tocarse, por ejemplo un átomo de oxígeno se unirá firmísimamente a dos átomos de hidrógeno y formarán una molécula de agua, y muchas moléculas de agua se unirán para formar gotas de lluvia, copas de nieve, océanos, témpanos de hielo.

Así pues, todo enlace entre átomo y átomo, entre molécula y molécula, es una fuente potencial de energía.

## OBJETIVOS.

Cuando realices el trabajo que esta unidad te pide, deberás ser capaz de: