

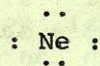
La configuración electrónica del nitrógeno es  $1s^2 2s^2 2p^3$  de modo que su representación electrónica puntual es:



(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  $p$ , ésta 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.

#### 7-7 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 solo 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 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 fuerza de Coulomb de repulsión entre los dos electrones y entre los dos núcleos (ver figura 3). Pero sigamos el curso de formación de una molécula de hidrógeno en función de la energía implicada.

Dos átomos separados de hidrógeno poseen energía potencial eléctrica. A medida que se acercan, comienzan a sentir

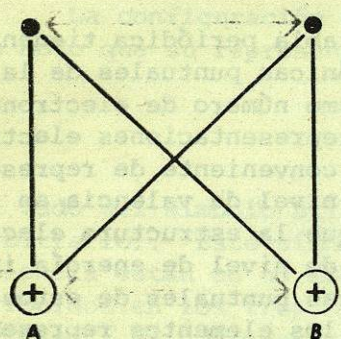


Fig. 3. Las fuerzas de Coulomb de atracción y repulsión entre dos átomos con un electrón.

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.

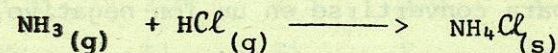
A una determinada distancia entre los núcleos, estas fuerzas están equilibradas exactamente y resulta una molécula estable, donde cada núcleo ejerce una fuerza de atracción sobre los electrones de enlace. En consecuencia, los dos electrones del enlace covalente son compartidos por los dos átomos.

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.

### 7-8 ENLACE COVALENTE COORDINADO.

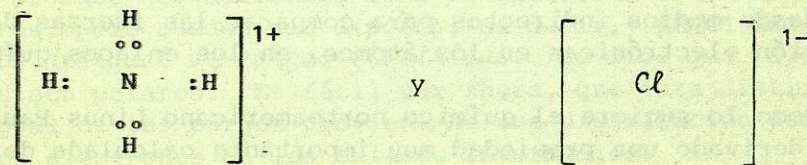
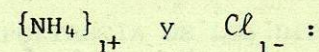
Una reacción química muy conocida en todos los laboratorios es la siguiente:



Se efectúa cada vez que se coloca un 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 sólo están presentes enlaces covalentes, se combinan en la fase gaseosa para formar un sólido iónico,  $(\text{NH}_4)^+ \text{Cl}^-$ :  $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \longrightarrow (\text{NH}_4)^+ \text{Cl}^-(\text{s})$

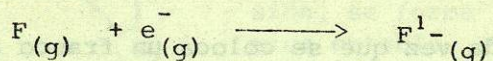
las estructuras de Lewis para los iones



Si examinamos cuidadosamente la estructura de Lewis del ion 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.

7-9 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 ion 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 sólo 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 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 7-2. 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 7-2. 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					

7-10 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 aumentan

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 intervienen 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 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 P-H en el PH 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.

Quizás 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.

REPASO GENERAL DEL CURSO.

En el transcurso del presente curso, se ha intentado introducir al alumno en el estudio de la química. Es por ello que este primer curso sienta las bases necesarias para continuar el estudio de esta ciencia.

La presente unidad tiene por objeto señalar una serie de objetivos que comprenden lo más relevante e importante del presente texto. Además, por otro lado, trata de entrelazar los conocimientos de cada una de las unidades ya estudiadas de manera que el conocimiento no quede aislado, sino totalmente relacionado.

Al terminar la unidad, el alumno deberá ser capaz de:

OBJETIVOS.

- 1.- Definir qué son las ciencias formales y ciencias factuales.
- 2.- Definir qué es el método científico, así como señalar las etapas de que consta.
- 3.- Definir los siguientes conceptos:

a) Química.	f) Mezcla.
b) Cambio físico.	g) Sólido.
c) Cambio químico.	h) Líquido.
d) Elemento.	i) Gaseoso.
e) Compuesto.	
- 4.- Señalar las características propias que identifican a los electrones, protones y neutrones.