

CAPÍTULO 4: PROPIEDADES DE LOS ÁTOMOS Y LAS MOLÉCULAS

1. LEY PERIÓDICA. TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Desde el momento en que se descubrieron los primeros elementos se intentó ordenarlos o clasificarlos para poder estudiar sus propiedades. Sin embargo, fue recién en el siglo XIX, después de la formulación de la teoría atómica de Dalton, cuando se lograron los primeros resultados. Dalton contribuyó fundamentalmente en este aspecto, porque a partir de su teoría comienza a hablarse por primera vez de “peso atómico de los elementos”.

Los pasos definitivos para la clasificación periódica fueron dados por Mendeleev en el año 1869 y por Lotar Meyer años más tarde. [4]. **Dmitri Mendeleev**, hizo una lista de las propiedades de cada elemento, conocidos hasta ese momento, cada uno en una tarjeta distinta. Al ordenar las tarjetas en varias formas, **notó que las propiedades de los elementos se repetían en forma periódica al ordenarse por sus masas atómicas en forma creciente**. Así es como en 1871, publicó lo que sería el primer modelo de la tabla periódica de los elementos. La misma, tenía un formato de ocho columnas y afirmaba que cada grupo de ocho elementos tenía propiedades similares; supuso que debía haber elementos desconocidos, y sugirió que las propiedades de los elementos faltantes, se podían predecir con base en la química de los elementos vecinos.

Este modelo presentaba algunos problemas y fue **Henry Moseley** quien a través de experimentos con rayos X demostró que los elementos se podían *ordenar según el número de cargas positivas del átomo del elemento (número atómico)* y así se eliminaban irregularidades de la tabla basada en masas atómicas y se definían con exactitud los espacios de la tabla para los que aún era necesario encontrar los elementos. A partir de este descubrimiento, se formuló la **ley periódica** prácticamente en la forma que se la conoce hasta la actualidad [3]:

“Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos”

Las repeticiones periódicas en las configuraciones electrónicas externas permiten explicar la periodicidad de propiedades cuando se usa como base de la clasificación el número atómico.

La tabla periódica actual (ver figura 1) tiene 18 columnas verticales y 7 filas horizontales.

1 IA H	2 IIA He											13 IIIA B	14 IVA C	15 VA N	16 VIA O	17 VIIA F	18 VIIIA Ne	
3 Li	4 Be											5 Al	6 Si	7 P	8 S	9 Cl	10 Ar	
11 Na	12 Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub							
Lantánidos			58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu		
Actínidos			90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr		

Figura 1: La tabla periódica moderna, se compone de 18 columnas denominadas grupos y 7 filas denominadas periodos. A las filas 6 y 7 se las extrae en una sección y se colocan en el inferior del esquema principal a fines de comodidad en la lectura. Los elementos están ordenados de acuerdo con sus números atómicos, los cuales aparecen sobre los símbolos.

La comisión de Nomenclatura Inorgánica de IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) recomienda para los elementos desde el número atómico 104 en adelante una nomenclatura directamente vinculada con su número atómico, y el uso de símbolos de tres letras. Así, por ejemplo, el Rf ó Unq (Z=104) debería llamarse Unnilquadium. [4].

1.1 Grupos y Períodos.

La versión actual de la Tabla Periódica se conoce como “modelo largo” y en ella se ubican todos los elementos conocidos hasta la fecha.

Los elementos ubicados en la misma columna vertical tienen propiedades semejantes. A estas columnas se las denomina **grupos** o “familias” y son 18.

Para la designación de los grupos vamos a utilizar dos esquemas distintos como se muestra en la parte superior de los grupos en la tabla periódica (fig.1). La designación en números arábigos del 1 al 18, es la propuesta por la IUPAC. En cambio, la designación que utiliza números romanos y las letras A o B, es una convención utilizada por los países europeos, que es conveniente también conocerla.

A las filas de la tabla periódica se las denomina **períodos** y se designan con números arábigos de 1 a 7. El primer periodo solo contiene dos elementos: el hidrógeno (H) y el helio (He). El segundo y tercer periodo contienen 8 elementos, mientras que, los periodos cuarto y quinto cuentan con 18

elementos. Con respecto a los periodos sexto y séptimo, son los más extensos ya que contienen, cada uno, 32 elementos, de los cuales 14 de estos se ubican en sendas filas, debajo de la tabla periódica, para evitar que sea tan extensa y resulte incómoda su manipulación.

Las posiciones de los elementos en la tabla periódica se relacionan con las distribuciones de sus electrones. Todos los elementos que pertenecen a un mismo grupo tienen la misma cantidad de electrones externos (electrones de valencia) y por ello, tienen propiedades similares entre sí.

2. CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS SEGÚN SUS CARACTERÍSTICAS Y PROPIEDADES.

A los elementos podemos clasificarlos según tres criterios diferentes:

2.1 Según sus propiedades físicas y químicas:

Metales: Estos elementos, se ubican en la tabla periódica, a la izquierda de la línea gruesa en escalera (salvo el Hidrógeno), ver figura 1. En general, forman sustancias simples caracterizadas por poseer un brillo llamado brillo metálico. Tienen estructura cristalina y son buenos conductores del calor y la electricidad. Son sólidos a temperatura ordinaria, excepto el mercurio. Otras propiedades son la opacidad, dureza, ductilidad, maleabilidad y fusibilidad, pudiendo también alearse con otros metales. Desde un punto de vista electrónico, un elemento se considera metal cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos.

No Metales: En su mayoría son gaseosos o líquidos, conducen mal el calor y la electricidad y rara vez presentan brillo. Estos elementos difícilmente ceden electrones y, sí, en cambio, los aceptan. El carácter no metálico se presenta más acusadamente cuanto más arriba y a la derecha de la Tabla Periódica esté situado el elemento; en consecuencia, son los que se hallan a la derecha de la línea gruesa en escalera.

Metaloides: la clasificación hecha hasta el momento es un poco arbitraria y varios elementos no se ajustan a ninguno de los dos tipos citados. Casi todos los elementos adyacentes a la línea en escalera, se les suelen llamar “metaloides” o “semimetales” porque exhiben algunas propiedades que son características tanto de los metales como de los no metales.

La diferencia entre metales y metaloides y entre estos y los no metales, no son demasiado precisas, pero frecuentemente se consideran metaloides a los siguientes elementos: boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio y astato.

2.2 Según su Configuración Electrónica

Los elementos se clasifican de acuerdo con el tipo de subnivel que esté incompleto.

Para comprender mejor como se distribuyen los elementos en los distintos periodos y grupos debemos tener en cuenta el diagrama de la figura 2.

NUMEROS CUANTICOS

NIVELES DE ENERGÍA " n "	SUBNIVELES " l "	ORBITALES " m "	ELECTRONES MAXIMO EN NIVEL $2n^2$
1	l=0 s	1 0	2 e 2
2	l=0 s l=1 p	1 0 3 -1, 0, +1	2 e 6 e 8
3	l=0 s l=1 p l=2 d	1 0 3 -1, 0, +1 5 -2, -1, 0, +1, +2	2 e 6 e 10 e 18
4	l=0 s l=1 p l=2 d l=3 f	1 0 3 -1, 0, +1 5 -2, -1, 0, +1, +2 7 -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	2 e 6 e 10 e 18 e 32

Figura 2: Tabla con las combinaciones de números cuánticos.

Elementos Representativos: son los elementos del grupo 1A al 7A. Son elementos en cuyo átomo el último electrón se encuentra en un orbital s o p.

Metales de Transición: son los elementos del grupo 1B y 3B hasta 8B. Son elementos en los cuales el último electrón de sus átomos se encuentra en un orbital d.

Elementos de Transición interna: elementos en los cuales el último electrón del átomo se encuentra en un orbital f [4].

Cabe aclarar que los tres grupos nombrados arriba tienen sus niveles de energía incompletos, ¿qué significa esto? Que los subniveles s, p, d o f no tienen la totalidad de los electrones que pueden albergar. (En la figura 2 se puede ver que un subnivel s se llena con 2 electrones, uno p con 6, el subnivel d con 10 electrones y el f con 14).

Gases Nobles: son los elementos que poseen su último nivel de energía completo. Se ubican en la columna 18 de la tabla periódica. A estos elementos también suele considerárselos como representativos debido a que su último electrón se encuentra en un **subnivel s o p**.

En la figura 3 se puede observar la división de la tabla periódica teniendo en cuenta la configuración electrónica.

Representativos												Nobles													
H												B	C	N	O	F	Ne								
Li	Be	Transición										Al	Si	P	S	Cl	Ar								
Na	Mg																								
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr								
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe								
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn								
Fr	Ra	Ac											Transición interna												
												Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
												Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Figura 3: Clasificación de los elementos según su configuración electrónica.

2.3 Según sus nombres especiales o tradicionales:

Grupo 1 (I A): Los metales alcalinos

Son metales blandos, de color gris plateado, que se pueden cortar con un cuchillo.

Presentan densidades muy bajas, y son buenos conductores del calor y la electricidad.

Reaccionan con facilidad con halógenos para formar sales iónicas, y con el agua para formar hidróxidos fuertemente básicos.

Nunca se los encuentra como elementos libres (no combinados) en la naturaleza. Como estos metales reaccionan rápidamente con el oxígeno, se venden en recipientes al vacío, pero por lo general se almacenan bajo aceite mineral o querosene. En este grupo, los más comunes son el sodio y potasio.

Grupo 2 (II A): Los metales alcalinotérreos

El nombre de alcalinotérreos proviene del nombre que recibían los óxidos de estos elementos, tierras que tienen propiedades básicas (alcalinas). Estos metales presentan puntos de fusión más elevados que los del grupo anterior.

Son menos reactivos que los metales alcalinos. Reaccionan con facilidad con los halógenos para formar sales iónicas, y con agua para formar hidróxidos fuertemente básicos.

El calcio ocupa el quinto lugar en abundancia en la corteza terrestre. La cal, el cemento, los huesos y los depósitos de conchas marinas son ricos en calcio.

Grupo 17 (VII A): Los halógenos

El término halógenos proviene del griego halos, “sal”, y genes “nacido”. Se trata de cinco elementos químicamente activos, estrechamente relacionados, siendo el principal de ellos el cloro (Cl). El nombre de halógeno, o formador de sal, se refiere a la propiedad de cada uno de los halógenos de formar, con el sodio, una sal similar a la sal común (cloruro de sodio).

Forman moléculas biatómicas (X_2), pero son demasiado reactivos para encontrarse libres en la naturaleza.

El primer halógeno, el flúor, es un gas amarillo pálido, y es el elemento con mayor carácter no metálico del grupo. Tiene una fuerte tendencia a ganar un electrón, para formar iones fluoruro (F^-). Los compuestos de flúor también se utilizan para prevenir la formación de caries dentales, por lo que pequeñas cantidades de flúor, se incorporan, como fluoruro, al agua potable y dentífricos.

El cloro es un gas amarillo verdoso, de olor irritante, que reacciona con casi todos los elementos. En concentraciones elevadas es muy venenoso, pero en pequeñas concentraciones puede salvar vidas, empleándose en el proceso de potabilización del agua y de las piscinas.

El bromo es el único elemento no metálico que es líquido a temperatura ambiente. Este líquido reactivo de color rojo sangre con un vapor rojo, es picante y venenoso. Se debe manejar con extremo cuidado, ya que produce quemaduras de difícil curación. Se lo utiliza para la producción de sustancias químicas para fotografía, colorantes y productos farmacéuticos.

A temperatura ambiente el yodo es un sólido cristalino de color gris acerado. Cuando se calienta, el yodo sólido sublima y el vapor de yodo presenta un color violeta brillante. El elemento yodo está presente en ciertos vegetales marinos, como las algas. El cuerpo humano necesita un poco de yodo para elaborar la hormona tiroxina, cuyo defecto produce bocio. En Argentina, para evitar esta enfermedad, se agrega a la sal como yoduro. Se emplea también como antiséptico en caso de heridas y quemaduras

Todos los isótopos del Astatio son radioactivos.

Grupo 18 (VIII A): Los gases nobles

Son elementos que tienen ocho electrones en su último nivel energético (a excepción del helio que sólo contiene dos). Esta configuración les confiere mucha estabilidad, por lo que son **muy poco reactivos**, aunque sí participan a veces en algunas reacciones químicas. Todos los gases nobles se encuentran principalmente en el aire, excepto el radón, que es un producto de desintegración del radio y se desintegra a su vez en otros elementos.

Lantanoides: más frecuentemente llamados lantánidos, son los elementos del período 6 que se encuentran ubicados en la fila superior externa ubicada debajo de la Tabla Periódica.

Actinoides: comúnmente llamados actínidos, incluye solamente a los elementos del período 7 que se ubican en la fila inferior debajo de la Tabla Periódica. [3].

3. PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Como se ha visto, la configuración electrónica de los elementos señala una variación periódica al aumentar el número atómico. Como consecuencia, los elementos también presentan variaciones periódicas en sus propiedades físicas y en su comportamiento químico. En ésta sección se examinarán algunas propiedades físicas que influyen en el comportamiento químico de los elementos que están en el mismo grupo o periodo.

3.1 Radio Atómico:

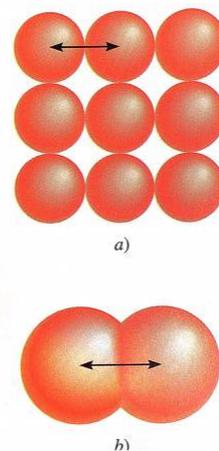
Numerosas propiedades físicas, incluidas la densidad y los puntos de fusión y ebullición, se relacionan con el tamaño de los átomos, aunque es algo difícil definir su dimensión. No podemos aislar un átomo solo y medir su diámetro de la forma en que mediríamos el diámetro de una pelota de golf. Para propósitos prácticos, el tamaño de un átomo individual no puede definirse en forma directa. Se necesita una aproximación indirecta. La densidad electrónica de un átomo se extiende mucho más allá del núcleo, pero por lo general pensamos en el tamaño atómico como el volumen que contiene cerca del 90% de la densidad electrónica total alrededor del núcleo. Cuando debemos ser más específicos, definimos el tamaño de un átomo en término de su **radio atómico**, que es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos metálicos adyacentes de una molécula diatómica.

Para los átomos que están unidos entre sí formando una red tridimensional, el radio atómico es simplemente la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos. Para elementos que existen como moléculas diatómicas sencillas, el radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de los dos átomos de una molécula en particular. (Figura 4)

La figura 5 muestra como el radio atómico de muchos elementos, varía de acuerdo con sus posiciones en la tabla periódica.

Si analizamos los elementos representativos, dentro de un mismo periodo, el adiconamiento de electrones de valencia, no afecta la “fuerza” que sienten los electrones de la última capa hacia el núcleo, pero esta “fuerza” si está afectada por el crecimiento del número de protones, es decir aumenta la atracción de los electrones de la última capa hacia el núcleo, entonces el radio atómico aumenta de derecha a izquierda.

Figura 4



Dentro de un grupo, encontramos que el radio atómico aumenta con el número atómico. Debido a que los electrones de valencia se agregan a orbitales cada vez más grandes.

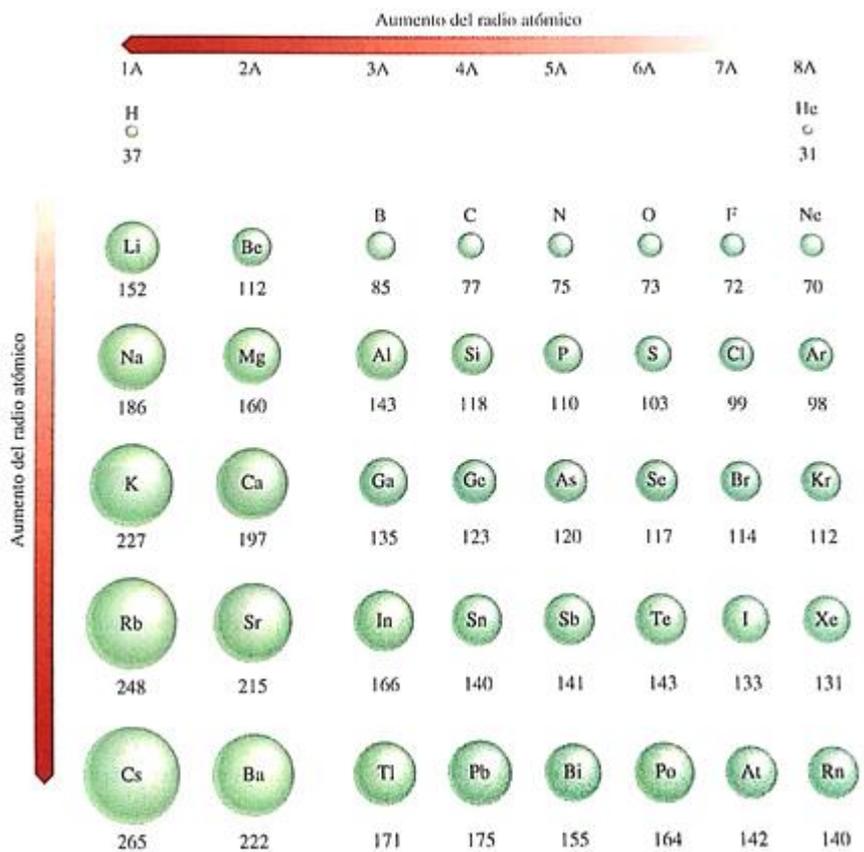


Figura 5: Variación del radio atómico a lo largo de grupos y periodos.

3.2 Radio Iónico:

El radio iónico es el radio de un catión o un anión. Es posible medirlo por difracción de rayos X. El radio iónico afecta a las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico. Por ejemplo, la estructura tridimensional de un compuesto iónico depende del tamaño relativo de sus cationes y aniones.

Cuando un átomo neutro se convierte en un ion, esperamos un cambio en el tamaño. Si el átomo forma un anión, su tamaño (o radio) aumenta, debido a que la carga del núcleo permanece constante, sin embargo, la repulsión resultante debida a la adición de un electrón o electrones incrementa el dominio (tamaño) de la nube electrónica. Por otra parte, al desprender uno o más electrones de un átomo se reduce la repulsión electrón-electrón, y como la carga nuclear permanece constante, la nube electrónica se contrae y el catión es más pequeño que el átomo.

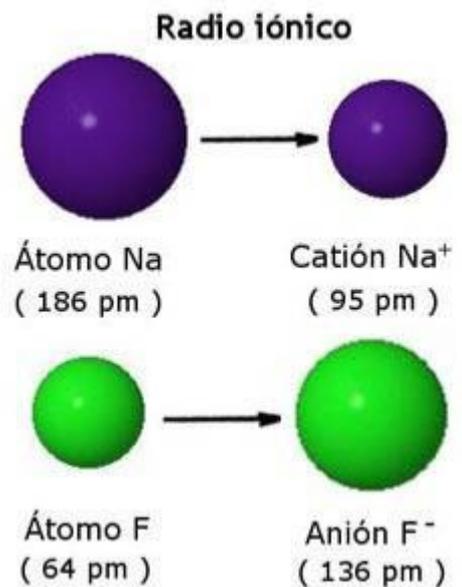


Figura 6: se indican los cambios de tamaño que resultan cuando un metal alcalino se convierte en catión y un halógeno en anión

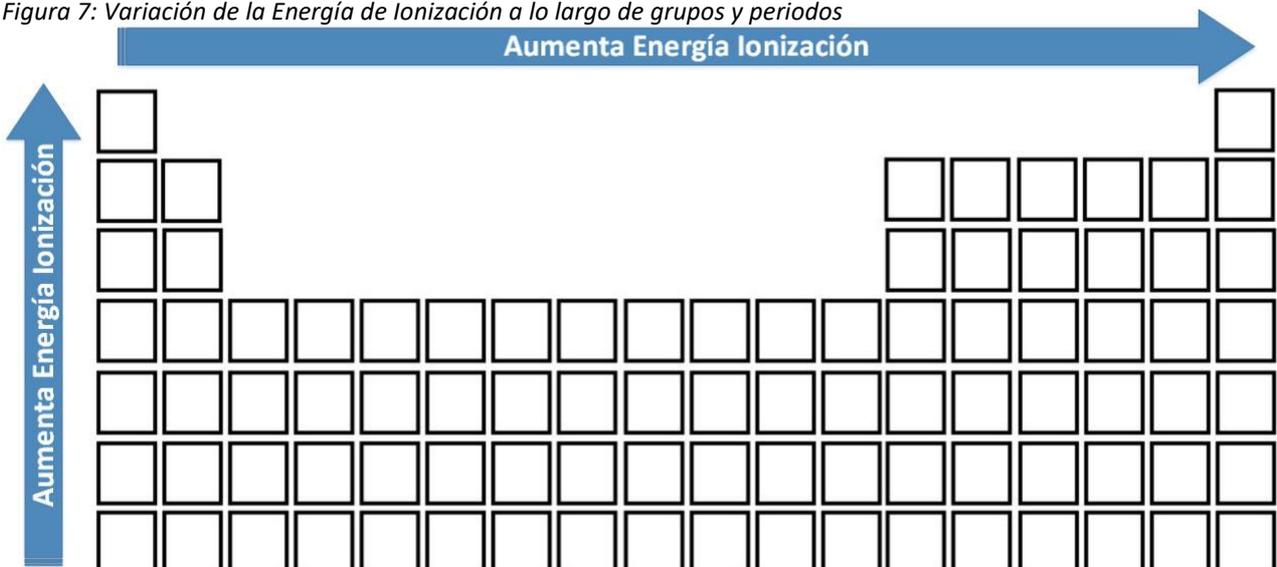
3.3 Energía de Ionización:

Como hemos visto, las propiedades químicas de cualquier átomo se determinan a partir de la configuración de los electrones de valencia de sus átomos. La estabilidad de estos electrones externos se refleja de manera directa en la energía de ionización de los átomos. La **energía de ionización (EI)** es la energía mínima (en KJ/mol) necesaria para remover un electrón de un átomo en su estado fundamental.

La magnitud de la energía de ionización es una medida de qué tan “fuertemente” se encuentra unido el electrón al átomo. Cuanto mayor sea la energía de ionización, más difícil será que se desprenda del electrón.

La energía de ionización de los elementos de un periodo aumenta a medida que se incrementa el número atómico. Esta tendencia se debe a lo mencionado anteriormente en radio atómico (la adición de los electrones de valencia no afecta la fuerza de atracción con el núcleo, pero el aumento de la carga nuclear atrae con más fuerza a los electrones de la capa externa). Así, en un mismo periodo, se requiere más energía para quitarle un electrón a los átomos de mayor número atómico. En cambio, en los elementos de un mismo grupo, a medida que aumenta el número atómico, se incrementa la distancia promedio entre los electrones de valencia y el núcleo. Una mayor separación entre el electrón y el núcleo significa que hay menor atracción, por lo que resulta más fácil desprender un electrón al ir de un elemento a otro hacia abajo del grupo. (Figura 7)

Figura 7: Variación de la Energía de Ionización a lo largo de grupos y periodos



Los elementos con energías de ionización bajas pierden electrones fácilmente para formar cationes.

3.4 Afinidad Electrónica:

Otra propiedad de los átomos que influye en su comportamiento químico es su capacidad para aceptar uno o más electrones. Dicha propiedad se denomina afinidad electrónica, *que es el valor negativo del cambio de energía que se desarrolla cuando un átomo acepta un electrón para formar un anión.*

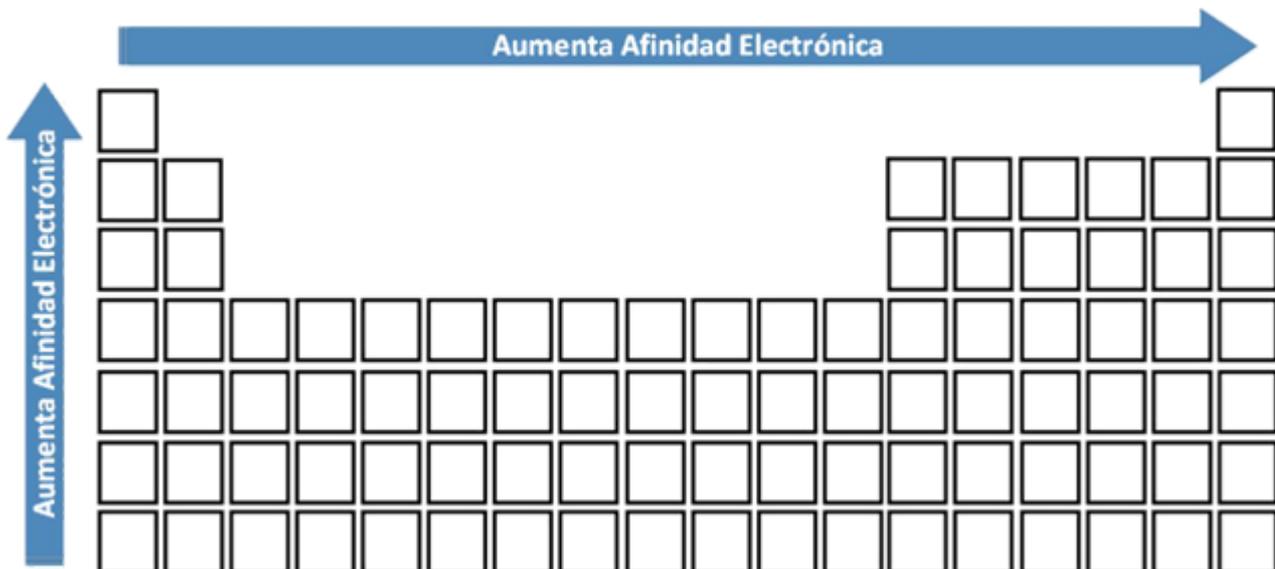
Por ejemplo:

Considere el proceso en el cuál un átomo de flúor acepta un electrón:



El cambio de energía que se produce en esa reacción es de -328 kJ/mol por lo tanto a la afinidad electrónica del flúor se le asigna un valor de +328kJ/mol. Cuanto más positiva sea la afinidad electrónica de un elemento mayor la afinidad de un átomo de dicho elemento para aceptar un electrón. [7]

Figura 8: Variación de la Afinidad Electrónica a lo largo de grupos y periodos.



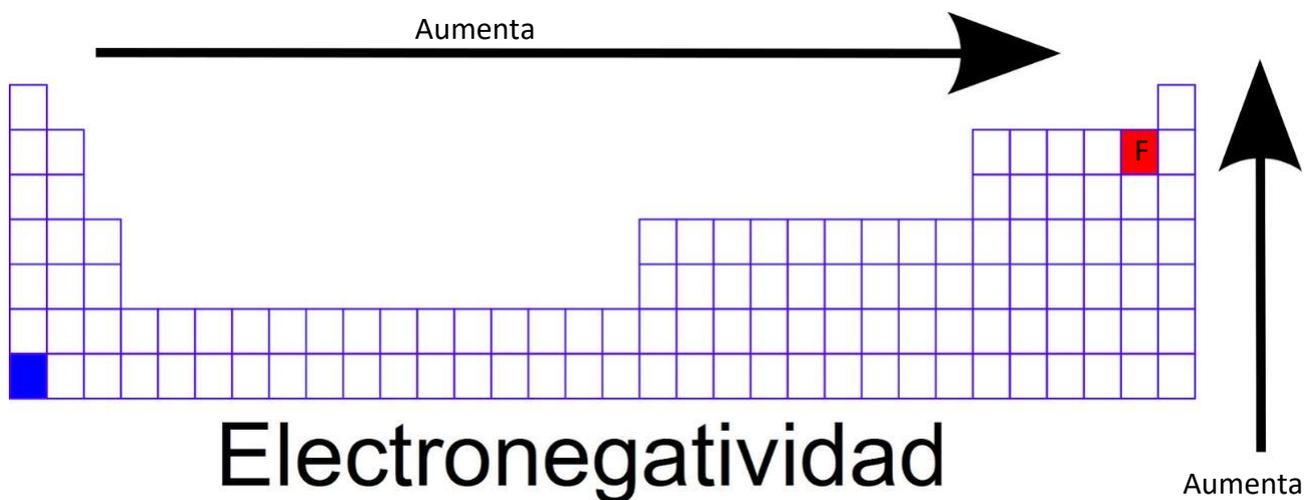
Los elementos con afinidades electrónicas muy negativas ganan fácilmente electrones para formar iones negativos (aniones).

3.5 Electronegatividad:

La electronegatividad de un elemento es una medida de la tendencia relativa de un átomo a atraer los electrones cuando está químicamente combinado con otro átomo.

Los elementos con altas electronegatividades (los no metales) a menudo ganan electrones para formar aniones. Los elementos con bajas electronegatividades (metales) a menudo pierden electrones para formar cationes.

Figura 9: Variación de la Electronegatividad a lo largo de grupos y periodos.



La electronegatividad del flúor (4,01) es mayor que la de cualquier otro elemento. Esto nos dice que cuando el flúor está enlazado químicamente con otros elementos, tiene mayor tendencia a atraer la densidad electrónica que cualquier otro elemento. El oxígeno es el segundo elemento más electronegativo. [8]

4. ENLACES QUÍMICOS

Enlace químico, se refiere a las fuerzas atractivas que mantienen juntos a los átomos en los compuestos. Hay dos tipos principales de enlace:

- 1) El **enlace iónico** resulta de las interacciones electrostáticas entre iones, que a menudo resulta de la transferencia neta de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro.
- 2) El **enlace covalente** resulta de la compartición de uno o más pares electrónicos entre dos átomos.

Compuestos Iónicos	Compuestos Covalentes
1. Son sólidos con altos puntos de fusión (típicamente > 40°C)	1. Son gases, líquidos o sólidos con bajos puntos de fusión (típicamente <300°C).
2. Muchos (ej :NaCl) son solubles en disolventes polares, tales como el agua.	2. Muchos son insolubles en disolventes polares.
3. La mayoría son insolubles en disolventes no polares.	3. La mayoría son solubles en disolventes no polares.
4. Los compuestos fundidos conducen bien la electricidad, porque contienen partículas cargadas móviles (iones).	4. Los compuestos líquidos y fundidos no conducen la electricidad.
5. Las disoluciones acuosas conducen bien la electricidad porque contienen partículas cargadas móviles (iones).	5. Las disoluciones acuosas habitualmente son malas conductoras de la electricidad porque la mayoría no contiene partículas cargadas.
	6. Muchos funden con facilidad. Ej: la manteca.

4.1 Fórmula de Lewis de los átomos

El desarrollo de la tabla periódica y el concepto de “configuración electrónica” dieron a los químicos los fundamentos para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos. **La explicación propuesta por Gilbert Lewis es que los átomos se combinan para alcanzar una configuración electrónica más estable. [7] Para que los mismos sean estables, deben poseer ocho electrones en su último nivel energético. Esta particularidad sólo es posible en los gases nobles o inertes, lo que trae como consecuencia que estos elementos sean inactivos químicamente.** Es por esto, que los átomos tienden a unirse entre sí para completar su octeto y así lograr la estabilidad máxima cuando el átomo sea **isoelectrónico con un gas noble**.

Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas. El número y las disposiciones de los electrones en las capas más externas de los átomos determinan las propiedades químicas y físicas de los elementos, así como las clases de enlaces químicos que forman. Escribimos fórmulas de puntos de Lewis (o representaciones de puntos de Lewis) como un método conveniente para tener presentes estos electrones químicamente importantes.

El enlace químico, habitualmente implica sólo los electrones más externos de los átomos, también llamados electrones de valencia. En las representaciones de Lewis, sólo se muestran como puntos los electrones de valencia. También se indican los electrones apareados y desapareados. La tabla muestra las fórmulas de Lewis para los elementos representativos. Todos los elementos de un grupo dado tienen la misma configuración electrónica en la capa más externa. [8]

Los metales de transición, lantánidos y actínidos, tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos sencillos de puntos de Lewis.

GRUPO # electrones de Valencia	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1	2	3	4	5	6	7	8
E L E M E N T O S	H [•]	Be ^{••}	B ^{••}	C ^{••}	N ^{••}	O ^{••}	F ^{••}	Ne ^{••}
	Li [•]	Mg ^{••}	Al ^{••}	Si ^{••}	P ^{••}	S ^{••}	Cl ^{••}	Ar ^{••}
	Na [•]	Ca ^{••}	Ga ^{••}	Ge ^{••}	As ^{••}	Se ^{••}	Br ^{••}	Kr ^{••}
	K [•]	Sr ^{••}	In ^{••}	Sn ^{••}	Sb ^{••}	Te ^{••}	I ^{••}	Xe ^{••}
	Rb [•]	Ba ^{••}	Ta ^{••}	Pb ^{••}	Bi ^{••}	Po ^{••}	At ^{••}	Rn ^{••}

4.2 Formación de iones

Las configuraciones electrónicas de los elementos representativos son comparables con la de los gases nobles.

Actividad N°1: Ubique en la tabla a los elementos representativos, busque el **Na** y fíjese cuál es el gas noble que está más cerca.

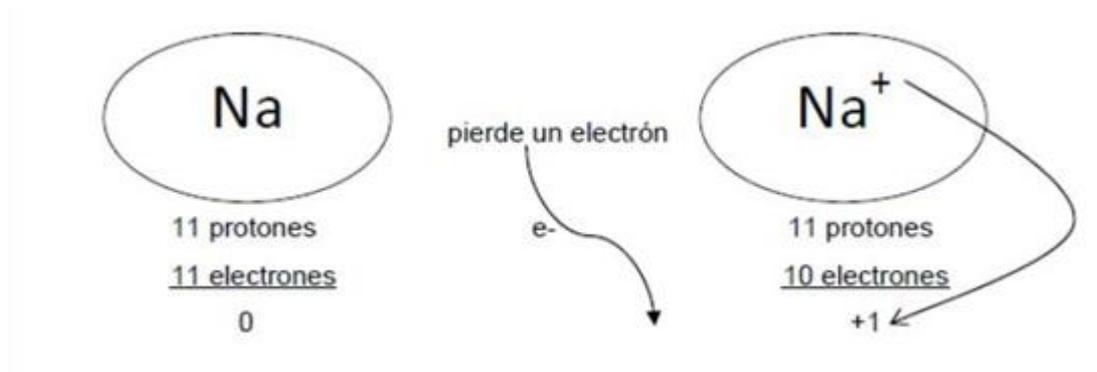
Como observó, el sodio es un metal alcalino que se encuentra en el período 3, y el gas noble más cercano es el neón.

Escribamos el número atómico del sodio, la cantidad de electrones de valencia que posee, y el número atómico del neón.

¿Qué debe hacer el átomo de sodio para adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla, el neón?

El átomo de sodio es un átomo neutro, como $Z = 11$, significa que tiene 11 protones y 11 electrones. Sabemos que los protones se encuentran dentro del núcleo y los electrones en la corteza. Si pierde un electrón, sigue teniendo 11 protones, pero ahora tiene 10 electrones. Su carga neta ya no es cero, sino que es +1. Ya no es más un átomo neutro, sino que se ha transformado en una nueva especie química llamada ion, en este caso el ion tiene carga eléctrica positiva y se llama **cati6n**.

Entonces, ya no podemos hablar del átomo de sodio, sino que debemos hablar del **catión sodio**, que lo representamos Na^{1+} , o Na^+ . En síntesis:



Los iones son especies químicas formadas por átomos (o grupo de átomos) con carga eléctrica, si la carga eléctrica es positiva se lo llama catión. Para nombrar al catión se coloca la palabra catión seguida del nombre del elemento.

- A los elementos de los Grupos IA, IIA y IIIA les resulta más fácil perder 1, 2 y 3 electrones, respectivamente, para asemejarse al gas noble más cercano en la tabla periódica, que es el gas noble anterior. Por lo tanto, todos estos elementos tienen tendencia a ceder electrones y quedar cargados positivamente, formando cationes.
- A los elementos de los grupos VA, VIA y VIIA les resulta más fácil ganar 3, 2 y 1 electrón para asemejarse al gas noble más cercano en la tabla periódica, que es el gas noble posterior. Estos elementos tienen tendencia a ganar electrones y quedar cargados negativamente, forman aniones.
- Los elementos del grupo IVA (por ejemplo, el C y el Si), tienen 4 electrones en su último nivel y les resulta indiferente ganar o perder electrones ya que perdiendo 4 electrones adquieren la estructura del gas noble anterior y ganando 4 electrones adquiere la estructura del gas noble posterior. Tienen un comportamiento especial que veremos más adelante.

5. TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

Los átomos ceden, ganan o comparten electrones de manera que de una forma u otra después de efectuada la unión presentan ocho electrones en su última órbita. Teniendo en cuenta esto y el tipo de elementos involucrados, las uniones químicas pueden ser: iónicas o covalentes.

5.1 Unión Iónica

Comencemos con un ejemplo: *El cloro, es un halógeno, un gas de color amarillo verdoso, que tiene un olor característico, irritante y asfixiante. Si se encuentra en la atmósfera, en pequeñas concentraciones irrita las membranas mucosas y el sistema respiratorio, en grandes concentraciones hace difícil la respiración, y puede hasta provocar la muerte. El sodio es un metal alcalino muy reactivo, por ello no se lo encuentra libre en la naturaleza. Al aislarlo en forma pura hay que guardarlo sumergido en aceite, ya que si pone en contacto con el agua (o simplemente con el vapor*

de agua del ambiente), reacciona vigorosamente, liberando gas hidrógeno, que puede inflamarse por el calor de reacción. Como lee, tanto el cloro como el sodio son sustancias altamente reactivas y potencialmente peligrosas. Pero... imagine que en un recipiente que tiene cloro, deja caer un trozo de sodio y calienta, ¿qué sucederá? Simplemente empezará a observar la formación de una sustancia blanca llamada cloruro de sodio o *sal común*! La *sal común* es una sustancia fundamental en nuestra dieta, y no posee ninguna de las propiedades del sodio ni del cloro. En la naturaleza esta reacción química se da de manera espontánea. La unión que se establece entre el cloro y el sodio se llama *unión iónica*. [6]

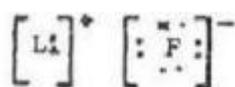
La unión iónica ocurre entre átomos de elementos cuya diferencia de electronegatividades es notable. Se establece entre metales y no metales. En este tipo de unión, para satisfacer la regla del octeto, se produce la transferencia de electrones, de manera que el átomo metálico cede electrones y el no metálico los recibe originándose un catión y un anión respectivamente. La existencia de iones, con carga positiva y negativa hace fácil la comprensión de este tipo de unión. Esta unión se produce debido a una fuerza de tipo electrostático y los iones se atraen mutuamente. [4]

Anteriormente vimos que los átomos de los elementos con bajas energías de ionización tienden a formar cationes; en cambio, los que tienen alta afinidad electrónica tienden a formar aniones. Como regla, los metales alcalinos y alcalinotérreos tienen más probabilidad de formar cationes en los compuestos iónicos, y los más aptos para formar aniones son los halógenos. En consecuencia, la composición de una gran variedad de compuestos iónicos resulta de la combinación de un metal del grupo 1A o 2A y un halógeno u oxígeno. La *fuerza electrostática* que une a los iones en un compuesto iónico se denomina *enlace iónico*. [7][8]

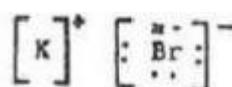
¿Cómo podemos simbolizar las uniones iónicas?

Según la notación de Lewis, las uniones iónicas se representan de la siguiente manera:

fluoruro de litio

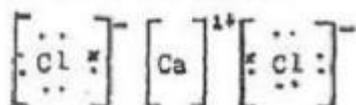


bromuro de potasio

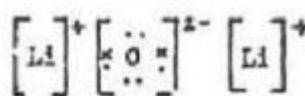


Otros ejemplos:

cloruro de calcio



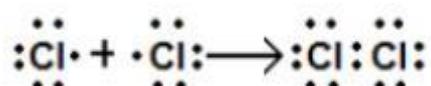
óxido de litio



Podemos ver que de esta forma aparece claramente indicada la transferencia electrónica de un átomo al otro.

5.2 Unión covalente

Estudiemos la existencia de moléculas diatómicas, como por ejemplo el Cl₂, sabemos que para que el átomo de cloro adquiriera la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla periódica le falta sólo 1 electrón. ¿Cómo podría explicarse la unión de los 2 átomos de Cl para formar la molécula Cl₂? Una explicación sería suponer que cada átomo de cloro aporta un electrón a la unión, de modo que el par de electrones pertenezca a ambas cortezas electrónicas, obligando así a los dos átomos a permanecer unidos para que, de esa forma, cada uno tenga 8 electrones en el último nivel de energía, tal y como se observa en el esquema siguiente:



El par compartido de electrones de una molécula se conoce como par enlazante, y los demás electrones que no se comparten se llaman pares no enlazantes.

Además del diagrama de Lewis, muchas veces se utiliza otra forma de representación denominada diagrama de líneas, que consiste en representar cada par enlazante con un guion o línea. Siguiendo el ejemplo; la molécula de cloro sería:



Resumiendo: La Unión Covalente es la unión entre dos átomos donde *se comparte uno o más pares de electrones. Se produce entre elementos de electronegatividad alta y semejante. El par electrónico compartido, está formado por un electrón proveniente de cada uno de los dos átomos entre los que se produce la unión.*

- **Unión covalente simple:** se da cuando se comparte un solo par de electrones, el enlace se denomina covalente simple. La molécula de cloro presenta un enlace covalente simple. Como se trata de átomos iguales, los dos átomos de cloro atraerán por igual al par de electrones de enlace. La diferencia de electronegatividad entre los átomos es, lógicamente, cero. A este tipo de compartición se le conoce como enlace "covalente puro", y el enlace es no polar. Conviene tener en cuenta que una muestra de gas cloro estaría formada por infinidad de partículas independientes (Cl₂) llamadas moléculas de cloro, de manera que la fórmula de la sustancia simple llamada cloro no es Cl (ese es el símbolo de un átomo), sino Cl₂.
- **Unión covalente doble:** En la unión covalente doble los átomos comparten dos pares de electrones. El átomo de oxígeno posee seis electrones de valencia de manera que necesitará adquirir dos electrones más para completar su octeto. Cuando dos átomos de oxígeno se combinan para formar una molécula comparten dos pares de electrones y así ambos quedan

con ocho electrones en su última órbita adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más próximo.

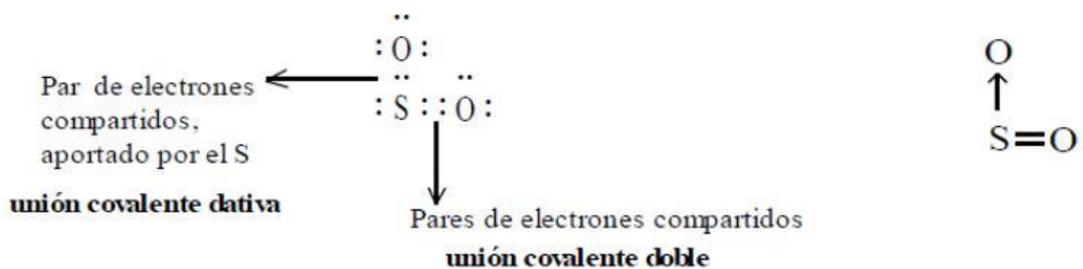


- **Unión covalente triple:** Se establece entre átomos no metálicos que comparten tres pares de electrones. Los átomos de nitrógeno poseen cinco electrones de valencia de manera que requieren tres electrones más para completar su octeto. Si dos átomos de nitrógeno que se unen comparten tres pares de electrones completan su último nivel energético.



Enlace covalente coordinado o dativo: este enlace se da, cuando uno solo de los átomos aporta el par de electrones necesarios para la unión.

En el SO₂ el azufre está unido a dos átomos de oxígeno, de manera que el segundo oxígeno se une a éste compartiendo dos electrones que sólo son aportados por el azufre. Este tipo de unión se denomina unión covalente coordinada o dativa.



6. FUERZAS INTERMOLECULARES:

Hemos visto que las fuerzas que mantienen unidos a los iones en los compuestos iónicos se deben a la atracción electrostática entre cargas de signo apuesto, ese tipo de fuerza se denomina **fuerza intramolecular**. Las fuerzas intramoleculares mantienen juntos a los átomos de una molécula, estas fuerzas estabilizan las moléculas individuales. Por otro lado, las **fuerzas intermoleculares, también llamadas fuerzas de Van der Waals**, son fuerzas que estabilizan las moléculas entre sí, son las principales responsables de las propiedades macroscópicas de la materia. Por ejemplo, el estado de agregación del agua en condiciones normales de presión y temperatura se debe a un tipo especial de estas fuerzas intermoleculares, el enlace puente hidrógeno.

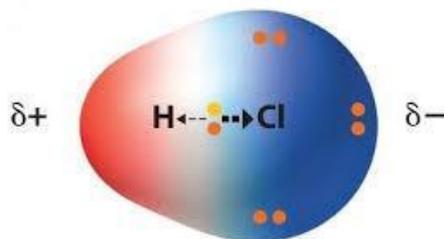
Las fuerzas intermoleculares suelen ser más débiles que las intramoleculares, por ello, se necesita menos energía para evaporar un líquido que para romper los enlaces de sus moléculas.

Por ejemplo, para evaporar 1 mol de agua son suficientes alrededor de 41kJ de energía; en cambio, para romper los dos enlaces O-H en 1 mol de moléculas de agua es necesario aplicar 930kJ de energía.

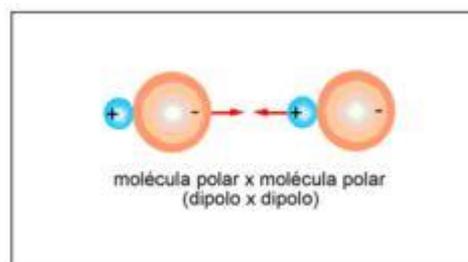
A continuación, detallaremos los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares que permiten comprender las propiedades de la materia.

Fuerzas dipolo- dipolo

Las **fuerzas dipolo-dipolo** son las fuerzas de atracción entre moléculas polares. Una molécula es polar, cuando la molécula se compone de zonas con más electrones que otras. Por ejemplo, la siguiente figura muestra la polaridad de la molécula de ácido clorhídrico (HCl), donde se observa que el átomo de cloro está rodeado de electrones generándole una densidad negativa, en cambio, el átomo de hidrógeno solo posee dos electrones cerca generándole una densidad positiva, esto produce dos polos en la molécula, un polo positivo rodeando al átomo de H y un polo negativo rodeando al átomo de Cl.



A mayor polaridad de las moléculas mayor es la fuerza dipolo- dipolo que generan entre sí.

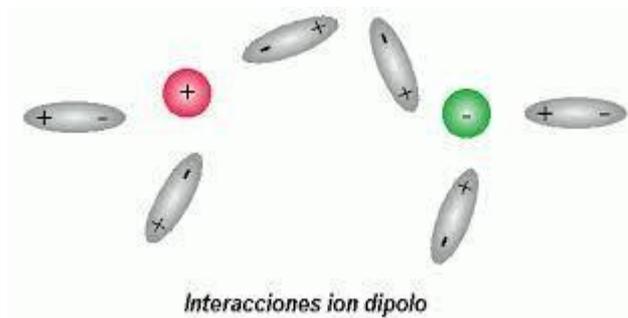


Enlace de hidrógeno

Es un tipo especial de interacción dipolo-dipolo. Se da entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar como N-H, O-H, F-H y un átomo electronegativo de oxígeno, nitrógeno o flúor.

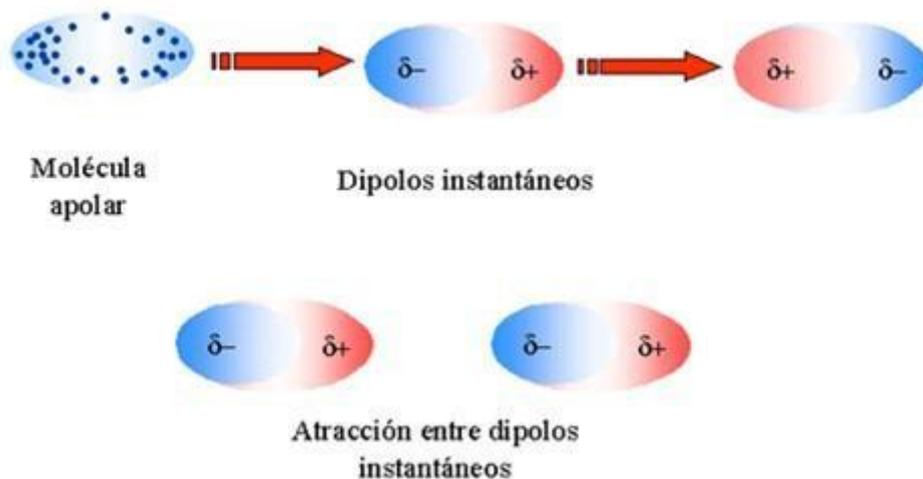
Fuerzas ión- dipolo

las fuerzas ión-dipolo atraen entre sí un ión y una molécula polar.



Fuerzas de dispersión de London

Son las fuerzas de atracción que se producen entre moléculas no polares. Estas fuerzas se generan a partir de dipolos temporales inducidos en los átomos o moléculas. [7]



Referencias:

- [1] Raymond, Chang. 2002 *Química séptima edición*. Mc Graw Hill
- [2] Alsina D.; Odetti H. et al. - 1a ed. *Química. Conceptos fundamentales* - Santa Fe: Ediciones UNL, 2012. Universidad Nacional del Litoral
- [3] Cuadernillo preuniversitario de Química. 2016. Facultad de Ciencias Agrarias – UNCUYO
- [4] Angelini, M. 2010. segunda edición. *Temas de Química General*- Buenos Aires. Eudeba
- [5] Gerald Holton 2da edición. *Introducción a los Conceptos y Teorías de las Ciencias Físicas*.
- [6] Cuadernillo preuniversitario de Química. 2015-2017. Facultad de Ciencias Exactas y Naturales– UNCUYO.
- [7] Raymond, Chang. 2017 *Química duodécima edición*. Mc Graw Hill
- [8] Whitten Kenneth; Raymond Davis; Peck Larry. 1998 *Química General* quinta edición. Mc Graw Hill.