

TEMA 3: ENLACE QUÍMICO

- 3.1 Estabilidad atómica. Regla del octete de Lewis
- 3.2 Enlace iónico. Propiedades de los compuestos iónicos.
- 3.3 Enlace covalente. Propiedades de los compuestos covalentes. Fuerzas intermoleculares.
- 3.4 Enlace metálico. Propiedades de los compuestos metálicos.

3.1 ESTABILIDAD ATÓMICA. REGLA DEL OCTETE DE LEWIS

En la naturaleza conocemos gran variedad de sustancias simples y compuestas, constituidas por combinaciones de átomos, ya sean del mismo o de diferentes elementos. Si embargo, salvo los gases nobles, no encontramos sustancias formadas por átomos individuales. Esto nos lleva a plantearnos dos preguntas:

¿Qué característica especial poseen los gases nobles?

¿Por qué el resto de los átomos tienen tendencia a combinarse con otros átomos?

La respuesta a ambas preguntas radica en un concepto fundamental en todo sistema físico: la estabilidad. Cualquier sistema tiende a la máxima estabilidad. Normalmente se consigue con la mínima energía. Una pelota rueda hacia abajo por una pendiente, un muelle estirado tiende a recuperar su forma, un electrón en una capa superior salta a una capa inferior porque la energía que posee al final es menor que la que tenía al principio. En todas las situaciones anteriores, si queremos invertir el proceso, debemos suministrar energía.

Del mismo modo, dos o más átomos se unen porque el conjunto tiene menos energía que la suma de los átomos por separado. En la unión se ha desprendido energía. Y ahí está la clave, para separarlos de nuevo, tendremos que darle la cantidad de energía que se ha desprendido previamente. Mientras no se le suministre, se mantendrán unidos.

Si los gases nobles no tienen tendencia a unirse a otros átomos, es porque ya poseen la máxima estabilidad posible. Una unión con otro átomo no desprenderá energía. La característica común a todos los gases nobles, y que hace que estén situados en el mismo grupo, es su configuración electrónica. Independientemente del periodo en que se encuentren, todos poseen 8 electrones en su última capa (subcapas s y p completas, s^2p^6), y todas las capas anteriores completas. La única excepción es el He, pero la capa 1 sólo posee subcapa s, y se encuentra completa, $1s^2$.

Resulta, como consecuencia, que la configuración s^2p^6 en la última capa del átomo, aporta gran estabilidad. Los demás elementos intentarán alcanzar dicha configuración, tomando, cediendo o compartiendo electrones con otro átomo.

A esta tendencia se le denomina Regla del octete de Lewis:

- Los átomos alcanzan su máxima estabilidad cuando poseen 8 electrones en su última capa, con las subcapas s y p completas.
- Para conseguir lo anterior, en unos casos se transfieren electrones de un átomo a otro, formándose iones (enlace iónico); en otros, comparten uno o más pares de electrones (enlace covalente), esto dependerá de cuanto valga ΔX (diferencia de electronegatividad).

Existen excepciones a esta regla. Hay elementos (Be, B) que pueden rodearse de menos de 8 electrones, y algunos (S, P) que pueden rodearse de 10 y hasta 12 electrones. Más adelante veremos algunos casos.

La teoría de Lewis ha sido ya ampliamente superada por teorías como la Teoría de Orbitales Moleculares (TOM) o la Teoría de Enlace de Valencia (TEV), obtenidas a partir del modelo cuántico del átomo. Sin embargo, supone un modelo muy sencillo y muy útil a la hora de comenzar a estudiar el enlace.

3.1.1 Diagramas de Lewis.

Los diagramas de Lewis constituyen una forma sencilla de representar simbólicamente cómo están distribuidos los electrones de la última capa en un átomo. Lo veremos con varios ejemplos.





Como vemos, los electrones, representados por puntos, están apareados o desapareados, según se encuentren en los respectivos orbitales. Estos diagramas son muy útiles a la hora de estudiar cómo los átomos intercambian electrones.

3.1.2 Energía de enlace. Distancia de enlace.

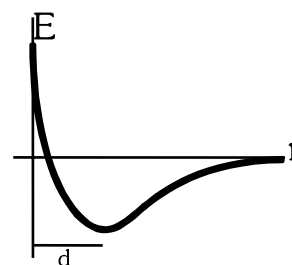
Por energía de enlace se entiende *la energía desprendida al producirse la unión entre dos átomos*. También puede definirse como *la energía que hay que suministrar para romper el enlace entre dos átomos*.

Esta energía suele medirse en *electronvoltios: eV* (para enlaces individuales) ($1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$), o en kJ/mol.

Pensemos en un compuesto conocido, el cloruro de sodio: el sodio tiene estructura s^1 en la última capa, y el cloro $s^2 p^5$. El átomo de sodio tiene tendencia a perder 1 electrón y el cloro a ganar 1, para conseguir configuración de gas noble. Para ello, hay que suministrar energía para arrancar el e^- al sodio (1ª energía de ionización), pero al pasar este e^- a la última capa del átomo de cloro, desprenderá una energía igual a la afinidad electrónica. Luego, los dos iones formados, Na^+ y Cl^- , se atraen y se acercan, con lo que se vuelve a desprender energía. El resultado total de este proceso es un desprendimiento neto de energía, la energía de enlace.

La energía de enlace está íntimamente relacionada con la distancia de enlace: *distancia entre los núcleos de los átomos enlazados para la que la energía desprendida es máxima*.

Siguiendo con el ejemplo anterior, los dos iones Na^+ y Cl^- se atraen, pero llegará un momento en que sus cortezas electrónicas estén muy próximas, y la repulsión entre ellas crezca. La distancia a la que se equilibran la atracción de los iones $+$ y $-$, con la repulsión entre las cortezas de electrones, es la distancia de enlace.



3.2. ENLACE IÓNICO

3.2.1. Características del enlace iónico.

El enlace iónico se da cuando se combinan elementos metálicos (electropositivos, con tendencia a dar electrones), con elementos no metálicos (electronegativos, con tendencia a aceptar electrones). Se producirá una transferencia de electrones desde el átomo metálico hasta el no metálico, de forma que ambos quedarán con 8 electrones en su última capa (estructura de gas noble, estable).

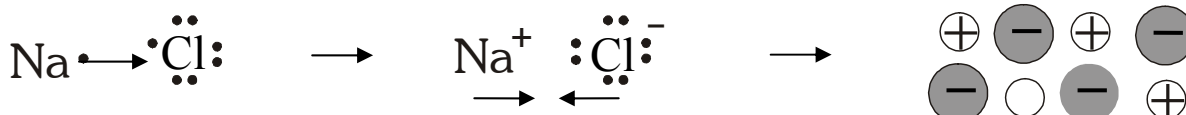
Al perder electrones, el átomo del metal quedará con carga positiva (catión), y el átomo del no metal con carga negativa (anión). Entre cargas de distinto signo surge una *fuerza electrostática atractiva* que mantiene unidos ambos átomos. Como ya dijimos anteriormente, la distancia de enlace final será aquella a la que se compense la atracción entre iones con la repulsión entre las cortezas electrónicas. La fórmula del compuesto (la proporción de átomos) dependerá del número de electrones intercambiados.

Ejemplo: Veamos la formación del cloruro de sodio (Na Cl)



Cada átomo de sodio cede un electrón a un átomo de cloro, por lo que la fórmula del compuesto será Na Cl . Se forman iones. El átomo de sodio queda con una carga positiva (catión) y el de cloro con una carga negativa (anión). Se genera una fuerza electrostática entre cargas de distinto signo, que mantiene unidos a los iones, desprendiéndose energía en el proceso.

Se forma una red cristalina iónica. Cada catión se rodea de todos los aniones posibles, y viceversa.



Nota. En muchos compuestos iónicos (las sales oxoácidas), el anión es en realidad un conjunto de átomos (NO_3^- , SO_4^{2-} ...), pero se comporta, en cuanto al enlace, de la misma forma que si fuera un solo átomo.

3.2.2. Redes cristalinas iónicas. Índice de coordinación.

Sabemos que los iones se unen por atracción electrostática. Ahora bien, esta atracción se dará en cualquier dirección. Por ejemplo, un ión Na^+ atraerá a todos los iones Cl^- que encuentre a su alrededor, y viceversa. Se trata de un **enlace no direccional**.

No se formarán moléculas. Los átomos se dispondrán ordenadamente formando una **red iónica**. Esta red estará constituida por miles de millones de aniones y cationes intercalados (siempre en la proporción que indica la fórmula).

Ahora bien, no todas las redes iónicas tienen la misma estructura. La forma dependerá del número de aniones de los que sea capaz de rodearse un catión, (y viceversa). Y esto depende, en última instancia, del tamaño relativo de los iones que se unen. Un catión pequeño, como el Na^+ (0,95 Å) sólo podrá rodearse de 6 aniones Cl^- (1,81 Å), mucho mayores. Sin embargo, un catión Cs^+ (1,69 Å) puede rodearse de hasta 8 aniones Cl^- .

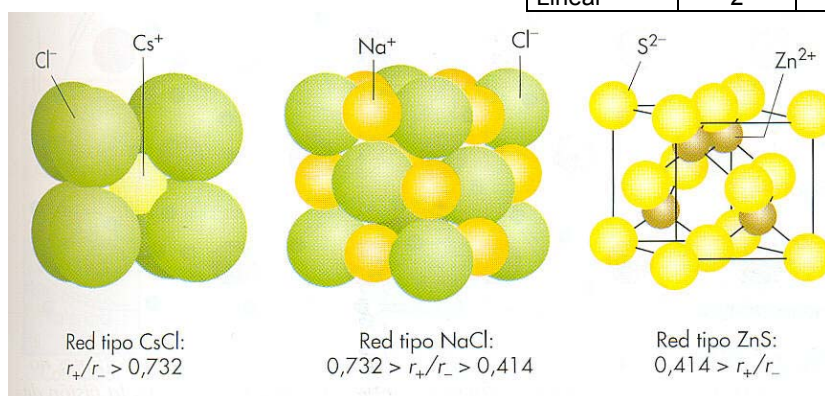
Radios atómicos (Å)													Radios iónicos (Å)					
H												He						
0,5												0,37						
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Li^+	Be^{2+}	N^{3-}	O^{2-}	F^-						
1,52	1,11	0,88	0,77	0,70	0,66	0,64	0,70	0,6	0,31	1,71	1,40	1,36						
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	S^{2-}	Cl^-						
1,86	1,60	1,43	1,17	1,10	1,04	0,99	0,94	0,95	0,65	0,50	1,84	1,81						
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	K^+	Ca^{2+}	Ga^{3+}	Se^{2-}	Br^-						
2,31	1,97	1,22	1,22	1,21	1,17	1,14	1,09	1,33	0,99	0,62	1,98	1,85						
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Rb^+	Sr^{2+}	In^{3+}	Te^{2-}	I^-						
2,44	2,15	1,62	1,40	1,41	1,37	1,33	1,30	1,48	1,13	0,81	2,21	2,16						
Cs	Ba	Ta	Pb	Bi	Po	At	Rn	Cs^+	Ba^{2+}	Tl^{3+}								
2,62	2,17	1,71	1,75	1,46	1,5	1,4	1,4	1,69	1,35	0,95								

El número de cationes de los que puede rodearse un anión (y viceversa, es el mismo número para la misma sustancia) se denomina **índice de coordinación**, y depende, como ya hemos dicho, del tamaño relativo entre el

catión y el anión, es decir, del cociente $\frac{r_C^+}{r_A^-}$. En la tabla

adjunta y en la figura tenemos las diferentes estructuras espaciales que pueden tener las redes iónicas.

Estructura	I. Coord.	r_C/r_A	Ejemplos
Cúbica	8	$> 0,732$	Cs Cl
Octaédrica	6	$0,414 - 0,732$	Na Cl
Tetraédrica	4	$0,225 - 0,414$	Zn S
Triangular	3	$0,155 - 0,225$	Be O
Lineal	2	$0 - 0,155$	Be Te



3.2.3. Propiedades de los compuestos iónicos.

La fuerza electrostática que mantiene unidos los iones es bastante intensa. Esto confiere a los compuestos iónicos las siguientes propiedades:

- No forman moléculas, sino redes cristalinas tridimensionales.
- Tienen elevados puntos de fusión y ebullición. Son sólidos a temperatura ambiente.
- Son duros (alta resistencia a ser rallados), pero quebradizos (frágiles).
- En estado sólido son aislantes del calor y la corriente eléctrica, pero sí conducen la corriente fundidos o en disolución.
- La mayoría *son solubles en disolventes polares*, como el agua, pero son insolubles en disolventes apolares (aceite, gasolina)

Ejemplos de compuestos iónicos: sales, óxidos de metales, hidróxidos.

3.3. ENLACE COVALENTE

3.3.1. Características del enlace covalente.

El enlace covalente se da entre elementos no metálicos (electronegativos), cuyos átomos tienen tendencia a ganar electrones para adquirir la configuración electrónica de gas noble. En este caso, no es rentable energéticamente el que uno de los dos átomos pierda electrones (los no metales tienen energías de ionización muy altas).

La mayor estabilidad se consigue, entonces, compartiendo pares de electrones (normalmente 1 e⁻ de cada átomo). Este par de electrones forma un orbital que es común a los dos átomos enlazados, y que posee menor energía que los dos orbitales atómicos por separado. Es decir, en total, se desprende energía al producirse el enlace.

Veamos esto con una molécula sencilla, la de hidrógeno (H₂):→

Otros ejemplos: O₂, N₂ (moléculas homooatómicas)
H F, H₂O, NH₃ (moléculas heteroatómicas)

Vemos que los electrones que intervienen en el enlace son aquellos que se encuentran **desapareados** (en un orbital medio lleno). *Es la norma general, aunque existe otro tipo de enlace (llamado enlace covalente coordinado), en el que pueden producirse enlaces con electrones que ya se encuentran apareados en el átomo. Lo veremos más adelante.*

Configuración electrónica	H: 1s ¹
Representación de Lewis	H ·
Cada átomo de H tiene su único electrón desapareado.	
El enlace se produce al formarse un orbital común a los dos átomos, de menor energía que los orbitales atómicos. La densidad de carga negativa es mayor en la zona intermedia entre los núcleos, esto los mantiene unidos.	
Este grupo de átomos forma una molécula, que es neutra.	H—H

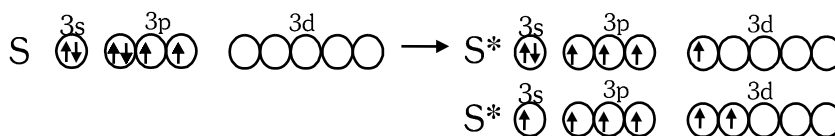
Estados excitados: el caso de C, S, P...

Estudiemos el caso del carbono. En su última capa (2 s² p²) posee un orbital s completo, dos orbitales p a medio llenar, y un orbital vacío. Necesita 4 electrones para completar la capa 2. Para poder formar enlaces con mayor facilidad, el átomo de C pasa a una configuración con mayor energía, llamada estado excitado (C*). Un electrón del orbital s pasa al orbital p vacío, quedando los 4 e⁻ desapareados. De esta forma puede realizar 4 enlaces (valencia covalente 4). El hecho de desaparecer un electrón requiere energía, pero este gasto se compensa gracias a que el átomo puede realizar más enlaces, desprendiéndose mayor energía.

Así, puede explicarse la forma y características de la molécula de metano (CH₄), y el hecho de que el C puede formar enlaces simples, dobles o triples.

Algo parecido puede sucederle a otros elementos a partir del periodo 3º, donde comienzan a aparecer las subcapas d. Por ejemplo, el azufre, de configuración 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴, necesita compartir 2 electrones para conseguir configuración de gas noble (valencia covalente 2).

Sin embargo, la subcapa 3d del azufre está vacía. En ocasiones tiende a desaparecer electrones de las subcapas s y p, y pasarlos a la subcapa d. Se trata de un estado excitado, de mayor energía que el fundamental, pero que le permite realizar 4 ó 6 enlaces, con el consiguiente desprendimiento de energía. Por esa razón S, Se y Te poseen valencias covalentes 2, 4, 6.



Características generales del enlace covalente:

- La primera característica que podemos observar es que se trata de un **enlace direccional**. El par de electrones de enlace une a dos átomos concretos (al contrario de lo que ocurría en el iónico, en el que cada catión se rodeaba de todos los aniones posibles, y viceversa).

- Como consecuencia, la mayoría forman **moléculas**, grupos de átomos unidos al compartir electrones.

- El enlace producido entre los átomos al compartir electrones es muy intenso, más que el iónico. Eso nos indica que es necesaria mucha energía para separar los átomos de una molécula. Sin embargo, al ser las moléculas neutras, entre molécula y molécula apenas existen fuerzas de unión, o son muy débiles. Hace falta poca energía para separar una molécula de otra. Los compuestos moleculares tendrán entonces T.F y T.E. bajas, en general.

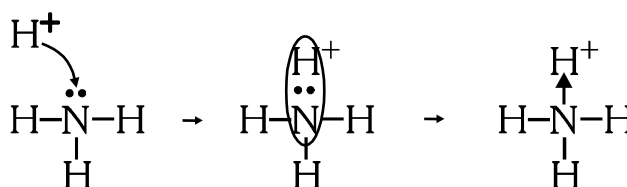
3.3.2 Enlace covalente coordinado (o dativo).

Hasta ahora, en los enlaces que hemos estudiado, cada átomo aporta electrones desapareados, llegando incluso a pasar a un estado excitado para poder desaparecerlos.

Pero en algunos casos, es posible que un átomo aporte al enlace un par completo de electrones apareados. En este caso, el otro átomo no aporta ningún electrón, sino un orbital vacío. Al final, seguiremos teniendo un par de electrones que constituyan un orbital común a los dos átomos, como ocurría en el enlace covalente común.

A este tipo de enlace se le denomina enlace covalente coordinado (o dativo), y se representa por una flecha, que va desde el átomo que aporta el par de e⁻, hasta el átomo que aporta el orbital vacío.

Ejemplo: Formación del catión amonio (NH₄⁺). A partir del amoniaco, NH₃. Como el átomo de nitrógeno posee un par de electrones apareados, es posible que haga enlace coordinado con un ión H⁺ (Hidrógeno que ha perdido su electrón, posee el orbital 1s vacío). Se forma un orbital común, con las mismas características que los otros 3 enlaces covalentes que ya posee la molécula. La carga total de la molécula será positiva, ya que inicialmente la molécula de amoniaco era neutra.



Un elemento con gran tendencia a formar enlaces de este tipo es el boro, ya que posee dos orbitales p vacíos en su última capa.

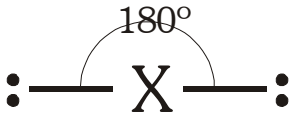
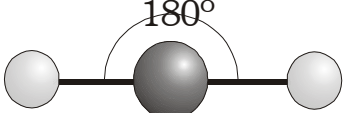
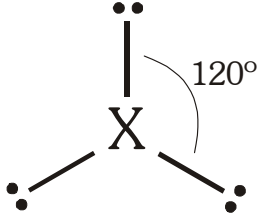
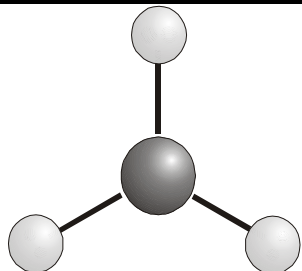
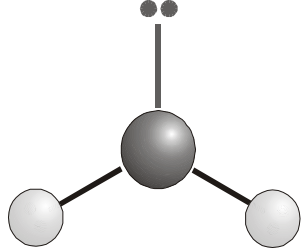
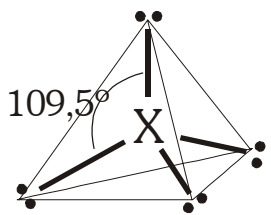
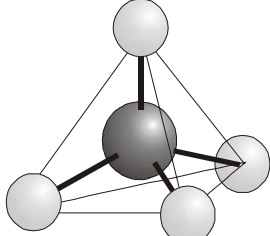
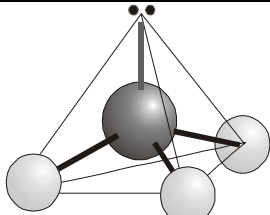
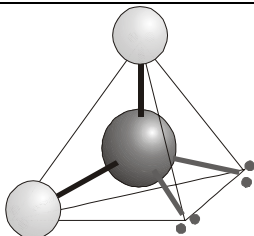
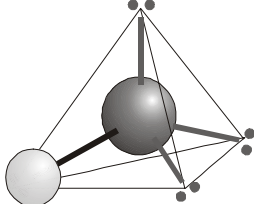
3.3.3 Geometría molecular.

Es importante conocer la forma de las moléculas, pues de su geometría dependen muchas de las propiedades de la sustancia. Estudiaremos aquí la geometría de fórmulas sencillas, constituidas por un átomo central de un elemento, al que se unen uno o varios átomos de otro elemento. (Ej: H₂O, HCl, NH₃, CH₄...). Estudiaremos además enlaces simples (un único par de electrones por cada enlace).

La forma de la molécula se estudia a partir de los pares de electrones de enlace y de no enlace que posea el átomo central. Estos pares de electrones, por repulsión entre cargas del mismo signo, se dispondrán en el espacio de forma que estén lo más alejados entre sí como sea posible.

En la geometría del átomo central intervienen todos sus pares de enlace.

En la forma de la molécula sólo se tienen en cuenta los enlaces entre átomos, no los pares de no enlace.

Geometría del átomo central		Forma de la molécula	
Lineal (180°) 2 pares de electrones		Lineal (BeCl_2)	
Trigonal (120°) 3 pares de electrones		Triangular (BF_3)	
		Angular (SnCl_2)	
Tetraédrica ($109,5^\circ$) 4 pares de electrones		Tetraédrica (CH_4)	
		Piramidal (NH_3)	
		Angular (H_2O)	
		Lineal (HF)	

Los ángulos que forman los pares de electrones varían de los marcados en la tabla como norma general, debido a la diferente repulsión que ejercen los pares de enlace y no enlace. A mayor repulsión, mayor ángulo formarán entre sí.

La escala de repulsión es:

(par NO Enlace – par NO Enlace) > (par NO Enlace – par Enlace) > (par Enlace – par Enlace)

3.3.4 Polaridad de las moléculas.

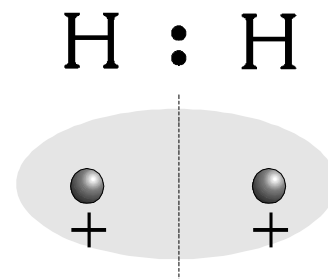
Ya hemos estudiado que en el enlace covalente no se forman iones, y que las moléculas son neutras. Sin embargo puede darse el caso de que la carga no esté repartida por igual en toda la molécula. Esto se da cuando se unen átomos de elementos con diferente electronegatividad. El átomo del elemento más electronegativo tiende a acercar más hacia su núcleo al par de electrones de enlace, con lo que se rodeará con más carga negativa que positiva (no llega a ser una carga completa, se habla de carga parcial negativa, δ^-). El átomo del elemento menos electronegativo quedará con más carga positiva que negativa. (carga parcial positiva, δ^+)

(Ver la tabla de electronegatividades en la página 12)

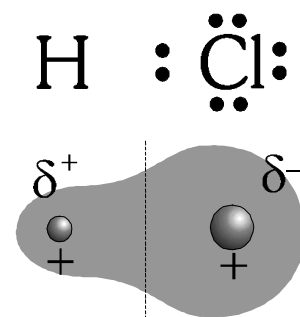
Moléculas diatómicas

H_2 (molécula homoatómica, átomos del mismo elemento): Comparten un par de electrones. Al ser iguales los núcleos, ambos atraen por igual al par de electrones de enlace, con lo que la carga eléctrica estará repartida por igual entre los dos átomos (la molécula es simétrica). No podemos dividir la molécula en dos partes, una con exceso de carga positiva y otra con exceso de carga negativa.

Una sustancia constituida por moléculas de este tipo se dice que es **apolar**.



HCl (molécula heteroatómica, átomos de distinto elemento): También comparten un par de electrones, pero, a diferencia del ejemplo anterior, el Cl es más electronegativo (3,0) que el hidrógeno (2,1), por lo que atrae más al par de electrones de enlace. Como consecuencia, habrá una mayor concentración de electrones alrededor del núcleo de Cl. En esa zona de la molécula existirá más carga negativa que positiva. Se habla de que existe una *carga parcial negativa*, (δ^-), que es siempre menor que la carga de un electrón. En la otra zona, en los alrededores del núcleo de H, existe más carga positiva que negativa (*carga parcial positiva*, δ^+). Ambas cargas parciales son iguales en valor absoluto (la molécula es neutra).



Una molécula que presenta esa separación de cargas se denomina **dipolo**. Si bien un dipolo es neutro, la separación de cargas permite que la parte δ^- pueda atraer a iones positivos o a la zona positiva de otro dipolo (obviamente, ocurre lo mismo con la parte δ^+).

Momento dipolar ($\vec{\mu}$):

Es una magnitud que nos permite estudiar la polaridad de un enlace. Es un vector que se calcula con la expresión

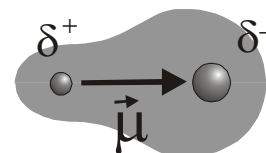
$$\vec{\mu} = q \cdot \vec{d} \quad \text{donde } q \text{ es la carga que se acumula en los extremos del enlace (en valor absoluto)}$$

$$\vec{d} \text{ es el vector distancia, que va desde la carga positiva hasta la negativa.}$$

Se mide en C·m

Si el enlace es homoatómico (homonuclear), no hay carga acumulada en ninguno de los átomos, por lo que su momento dipolar será cero. Será un enlace apolar.

Si el enlace es heteronuclear, existirá un momento dipolar desde el átomo más electropositivo hasta el más electronegativo. Será un enlace polar.



Polaridad de una molécula poliatómica: Para estudiar la polaridad de una molécula completa, que puede estar compuesta por varios enlaces, hay que seguir varios pasos.

1º: Observamos si la molécula posee enlaces polares (entre átomos con diferente electronegatividad). Si no posee enlaces polares, la molécula será apolar.

2º: Si la molécula posee enlaces polares (cada uno con su momento dipolar $\vec{\mu}$), hay que comprobar que la suma de los momentos dipolares ($\Sigma \vec{\mu}$) no sea nula. Tengamos en cuenta que los momentos dipolares son vectores, y pueden anularse entre sí si van en la dirección adecuada.

En resumen, la molécula será polar si y sólo si posee enlaces polares y sus momentos dipolares no se anulan entre sí. ($\Sigma \vec{\mu} \neq 0$)

Ejemplos de sustancias polares : H_2O , NH_3 , ácidos hidrácidos, etanol ...

Ejemplos de sustancias apolares: moléculas homoatómicas, CH_4 , CO_2 , benceno (C_6H_6), hidrocarburos ...

Vemos que, como ocurre en CH_4 , aunque el enlace C- H sea polar, la forma de la molécula hace que la carga quede repartida simétricamente, con lo que la suma de los momentos dipolares será nula y la sustancia será apolar.

Carácter parcialmente iónico del enlace covalente:

Estamos viendo que, cuando los átomos que se unen tienen distinta electronegatividad, el más electronegativo atraerá más hacia su núcleo a los electrones de enlace, quedándose con carga parcial negativa (δ^-). El otro átomo se quedará con carga parcial positiva (δ^+). Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad, mayor será la separación de cargas que consigamos.

Esta separación de cargas establece una gradación entre el enlace covalente y el iónico.

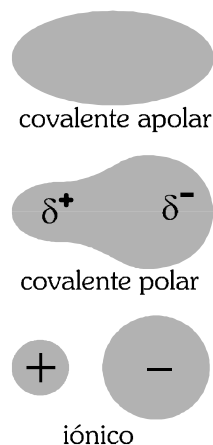
- Cuando son dos átomos del mismo elemento (molécula apolar), la diferencia de electronegatividad es nula, y no habrá separación de cargas. Será un enlace covalente puro (0% iónico).

- Si existe diferencia de electronegatividad, habrá separación de cargas δ^+ y δ^- . El porcentaje de separación de estas cargas parciales nos indica el porcentaje de carácter iónico del enlace.

- Si la diferencia de electronegatividad es muy grande (ejemplo, entre Cl: 3,0 ; y Na: 1,0), la separación de cargas será total, cada parte tendrá una carga - ó + completa, con lo que tendremos dos iones, y el enlace será iónico.

Por lo tanto, se habla de carácter parcialmente iónico, en función del grado de separación de las cargas.

Dif. electronegatividad	0,1	0,4	0,7	1,0	1,3	1,6	1,9	2,2	2,5	2,8	3,1
% carácter iónico	0,5	4	12	22	34	47	59	70	79	86	91



3.3.5. Fuerzas intermoleculares.

El enlace covalente entre dos átomos es el más intenso que se conoce. Esto hace que sea necesaria mucha energía para separar los átomos de una molécula. Sin embargo, una vez formada la molécula, ya no comparte más electrones, y además es neutra. Esto hace que las fuerzas de unión entre moléculas sean muy débiles. Sin embargo existen, y son responsables que todos los gases puedan ser licuados a bajas temperaturas o altas presiones, así como del carácter líquido (o incluso sólido) a temperatura ambiente de muchas sustancias covalentes.

A estas fuerzas de unión entre moléculas se denominan Fuerzas intermoleculares. Las clasificamos en dos tipos:

- Fuerzas de Van der Waals.
- Fuerzas de puente de hidrógeno.

A) FUERZAS DE VAN DER WAALS.

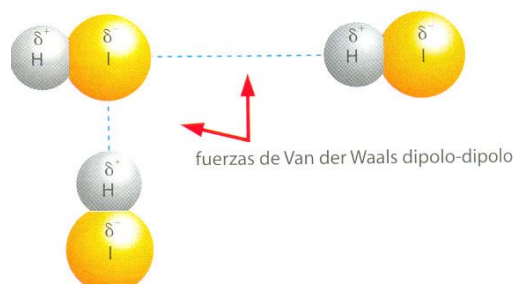
Llamadas así en honor a J.D. Van der Waals, científico holandés que propuso por vez primera en 1881 la existencia de fuerzas intermoleculares. Éstas, a su vez, se clasifican en:

- Interacciones dipolo - dipolo (Tipo Keesom): Entre moléculas polares.
- Interacciones dipolo - dipolo inducido (Tipo Debye): Entre molécula polar - molécula apolar.
- Interacciones dipolos instantáneos (Fuerzas de dispersión de London): Entre moléculas apolares

A.1 Interacciones dipolo-dipolo: (TIPO KEESOM, 1921)

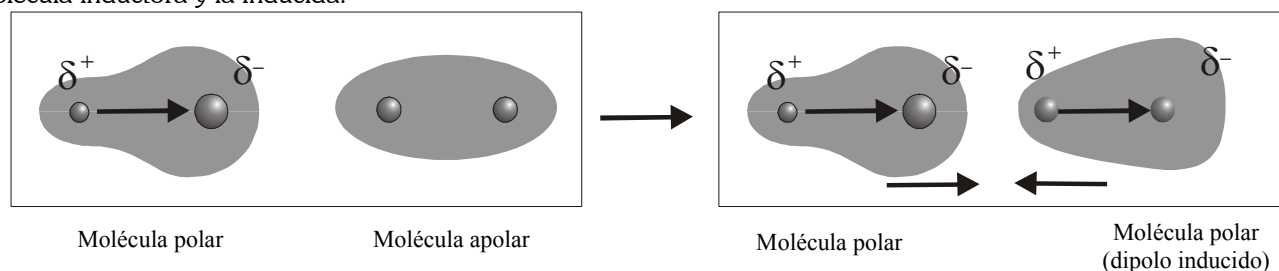
Se dan entre las moléculas de las sustancias **polares**. La separación de cargas hace que el polo positivo de una molécula y el negativo de otra puedan atraerse. Esto hace que las T.F y T.E de estas sustancias sea algo más elevado que el de las sustancias apolares.

Teniendo en cuenta que la separación de cargas es sólo parcial, la intensidad de esta unión es mucho más débil que la existente entre iones (enlace iónico).



A.2 Interacciones dipolo – dipolo Inducido: (TIPO DEBYE, 1920)

Debye propuso que una molécula con momento dipolar permanente puede crear, en otra que no lo tenga, un desplazamiento de los electrones y en consecuencia inducir un dipolo, originándose una atracción eléctrica entre la molécula inductora y la inducida.



A3 Fuerzas de dispersión de London: (Entre dipolos instantáneos)(LONDON, 1930)

Se dan entre moléculas **apolares**, que no tienen separación de cargas. Hay que recurrir a la Mecánica Cuántica para explicar este hecho. Aunque los orbitales son simétricos, recordemos que un orbital indicaba la probabilidad de encontrar al electrón. Así, durante un instante muy pequeño, el electrón se encontrará en un extremo, quedando esa zona momentáneamente con carga parcial negativa δ^- , y la zona opuesta con carga parcial positiva δ^+ . Se forma de este modo un dipolo instantáneo, no permanente, pero suficiente para que pueda atraer a otras moléculas.



La fuerza de esta interacción es muy débil, pero hace que a muy bajas temperaturas o altas presiones puedan condensarse gases como N_2 , O_2 , H_2 , He ...

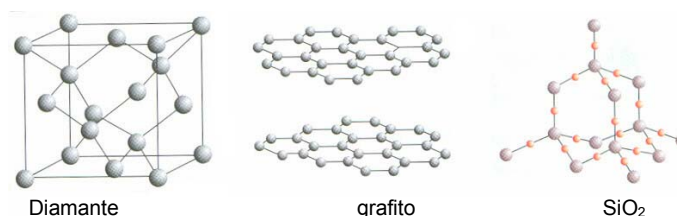
B) FUERZAS DE PUENTE DE HIDRÓGENO.

Este es un caso particular de interacción dipolo – dipolo, que se da entre moléculas en las que el H se une a elementos muy electronegativos (F, N, O). Se produce un enlace polar, con porcentaje iónico superior al 20%. El H queda con δ^+ , y puede atraer al polo negativo de otras moléculas. Es una interacción más intensa que el resto de las interacciones dipolo – dipolo, y es responsable de que las sustancias NH_3 , H_2O y HF, tengan TF y TE más elevadas que compuestos similares (el agua es líquida a temperatura ambiente).



3.3.6. Redes cristalinas covalentes.

En algunas sustancias, el enlace covalente no forma moléculas individuales, sino que los átomos se encadenan mediante enlaces covalentes, formando una red cristalina.



Ejemplos: C (diamante y grafito), SiO_2 (sílice, arena, cuarzo), Al_2O_3 (corindón, rubí, zafiro).

La gran intensidad del enlace covalente que une a los átomos de la red hace que sean sustancias duras, y de elevados puntos de fusión y ebullición. Además, los electrones de enlace no tienen libertad de movimiento, siempre permanecen alrededor de los átomos que los han compartido. Esto hace que sean malos conductores del calor y la corriente eléctrica.

3.3.7 Propiedades de los compuestos covalentes.

A la hora de estudiar las propiedades, debemos distinguir entre los distintos tipos de compuestos covalentes:

Compuestos moleculares: dentro de la molécula, los átomos poseen gran fuerza de unión, pero entre molécula y molécula las fuerzas son muy débiles, por lo que, en general, las sustancias covalentes moleculares tendrán:

- Puntos de fusión y ebullición bajos.
 - Las sustancias apolares son normalmente gases a temperatura ambiente. Si la molécula es suficientemente grande, como los hidrocarburos de cadena larga (aceites, gasolinas) pueden ser líquidos.
 - Las sustancias polares, debido a las interacciones dipolo-dipolo, tienen mayor fuerza de cohesión entre sus moléculas, por lo que tienen T.F. y T.E. mayores que las sustancias apolares. Algunas, como el agua, son líquidas a temperatura ambiente. Otras pueden ser incluso sólidas, pero con puntos de fusión bajos.
- Malos conductores del calor y la corriente eléctrica.
- Solubilidad:
 - Las sustancias polares son solubles en disolventes polares (agua, alcohol) e insolubles (o poco solubles) en disolventes apolares.
 - Las sustancias apolares son solubles en disolventes apolares (aceites, hidrocarburos) e insolubles (o poco solubles) en disolventes polares.

Redes covalentes: La gran intensidad del enlace covalente hace que los compuestos constituidos por redes covalentes (diamante, grafito, sílice ...) sean:

- Sólidos a temperatura ambiente.
- Puntos de fusión y ebullición muy elevados
- Poseen gran dureza (el diamante es la sustancia de mayor dureza que se conoce).
- Malos conductores del calor y la corriente eléctrica (con la excepción del grafito)
- Prácticamente insolubles en cualquier sustancia.

3.4. ENLACE METÁLICO

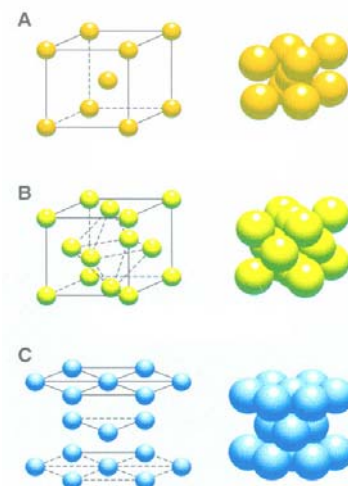
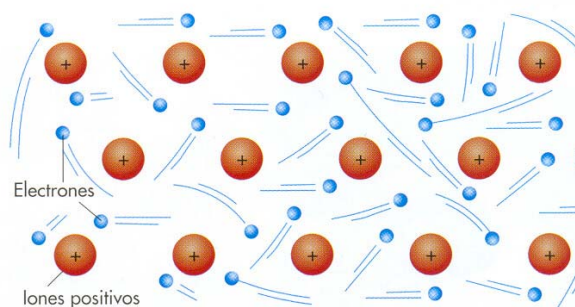
3.4.1. Características del enlace metálico.

El enlace metálico se da entre átomos de elementos metálicos, ya sean alcalinos, alcalinotérreos, o de transición. Estos elementos son electropositivos (tendencia a ceder electrones, formando cationes).

Podemos aprovechar las propiedades de los metales para explicar su estructura. Todos los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica. Como consecuencia, deben poseer electrones libres, con gran libertad de movimiento por todo el metal (*recordemos que en los compuestos iónicos, cada electrón pertenece a un átomo concreto, y en los covalentes el movimiento del electrón se restringe a la molécula, y por esta razón eran aislantes*).

Para explicar esta libertad de movimiento de los electrones, el físico alemán P. Drude propuso en 1900 un modelo sencillo, el del *mar de electrones* o *gas de electrones*. Según este modelo, los átomos de los metales se desprenden de sus electrones de valencia (por ej, los átomos de sodio se desprenden de su electrón $3s^1$), quedándose como cationes, formando una red. Los electrones liberados circulan por los huecos de esta red, comportándose como si fueran partículas de un gas.

Al interponerse los electrones entre los cationes del metal, compensan la repulsión entre éstos y sirven de aglutinante de la red, que puede alcanzar disposiciones muy compactas, con gran concentración. Esto explica su elevada densidad.



. Redes de los metales: a) cúbica centrada en el cuerpo, b) cúbica compacta; c) hexagonal compacta;

3.4.2 Propiedades de los compuestos metálicos.

El enlace descrito anteriormente permite explicar las propiedades comunes a la mayoría de los metales:

- Sólidos a temperatura ambiente (excepciones: Hg, Ga)
- Puntos de fusión y ebullición altos, en general.
- Buenos conductores del calor y la corriente eléctrica
- Poseen un brillo característico (brillo metálico)
- Poseen una elevada densidad.
- **Dúctiles** (se pueden moldear como hilos finos) y **maleables** (moldeables como láminas delgadas).
- Los metales sólidos tienen **dureza** variable, y gran **tenacidad** (resistencia a la fractura al ser golpeados).

EJERCICIOS DEL TEMA 3: ENLACE QUÍMICO.

1. Dibujar la estructura de Lewis de los siguientes elementos, e indicar qué tendencia presentan a ganar o perder electrones. O, F, P, Mg, Fr, Ca, Ne, S, H, Ar.

2. Según la teoría del octete de Lewis, explicar qué tipo de enlace formarían los siguientes elementos al combinarse. Deducir la fórmula del compuesto resultante.

- a) O y O b) H y O c) Na y Cl d) Cs y S e) P y Cl f) C y H
g) C y O h) Al y O i) N y H

3. ¿Serán polares o apolares las siguientes sustancias? CO₂, H₂O, HCl, CH₄, NH₃, BCl₃

4. Razonar las siguientes cuestiones:

- a) ¿Por qué el Ne y el Ar no forman moléculas diatómicas: Ne₂ y Ar₂ ?
b) ¿Por qué el C forma normalmente cuatro enlaces covalentes?
c) ¿Por qué las sustancias iónicas conducen la corriente eléctrica cuando están disueltas?
d) Los revestimientos de los hornos de alta temperatura se fabrican a menudo con componentes como MgO o Al₂O₃. ¿Por qué se emplean materiales de ese tipo?
e) Los átomos de cobre son dúctiles y maleables ¿verdadero o falso?
f) ¿Cuál o cuáles de las siguientes sustancias se disolverá bien en agua? NaCl, CCl₄, SiO₂, Al, NH₃
g) ¿Cuándo se produce un enlace covalente coordinado?
h) Explicar, usando la teoría de Lewis, la formación del ión amonio (NH₄⁺)
i) ¿Por qué es estable la unión de dos átomos mediante enlace covalente?
j) ¿Por qué los compuestos iónicos son, en general, frágiles?
k) ¿Por qué decimos que los elementos no metálicos tienen valencia iónica negativa?
l) ¿Por qué los metales son buenos conductores del calor y la corriente eléctrica?
m) ¿Por qué el S tiene valencias covalentes 2, 4, 6?
n) ¿qué tipo de enlace une entre sí a las moléculas de HCl?

5. Define polaridad y clasifica (razonadamente) las siguientes sustancias como polares o apolares:

- a) O₂, CO, N₂
b) HF, AsH₃, H₂Se, SiH₄

6. Explica qué tipo de fuerza intermolecular presenta cada una de las siguientes sustancias:

- a) Ar b) Cl₂ c) H₂O

TABLA-RESUMEN DE LAS PROPIEDADES DE LOS DISTINTOS TIPOS DE ENLACE:

TIPO DE ENLACE	NATURALEZA DEL ENLACE	SE FORMA	ESTRUCTURA	EJEMPLOS	PROPIEDADES GENERALES
Iónico	Transferencia total de electrones entre átomos de electronegatividad muy diferente. Los iones formados se atraen fuertemente.	Red de iones	Cristales iónicos en estado sólido, con electrones localizados.	NaCl, K ₂ O	-P.F, P.E. elevados -Solubles en agua -Duros, pero frágiles -Sólo conducen la corriente eléctrica fundidos o disueltos.
Covalente	Átomos de electronegatividad similar (no metales). Comparten electrones.	Moléculas	Moléculas unidas débilmente por fuerzas de Van der Waals	H ₂ , O ₂ , Cl ₂	-P.F, P.E. bajos -Normalmente gases, o sólidos y líquidos muy volátiles. -No conducen la corriente eléctrica
			Moléculas unidas por enlace de puente de hidrógeno	H ₂ O, NH ₃ , HF	-P.F, P.E. más elevados que los anteriores. -No conducen la corriente eléctrica -Disuelven los compuestos iónicos.
		Red de átomos	Cristales covalentes, con electrones localizados.	C (diamante y grafito), SiO ₂ , Al ₂ O ₃	-P.F, P.E. muy elevados -Sólidos muy duros -Insolubles -Malos conductores de la corriente eléctrica.
Metálico	Los electrones de valencia de los átomos metálicos se mueven libremente entre la red de cationes resultante.	Red de cationes	Cristales metálicos, con electrones libres.	Na, Fe, Hg, Au	-Normalmente sólidos -Dureza variable -Dúctiles y maleables -Buenos conductores del calor y la corriente eléctrica.

Electronegatividad (según Pauling)																	
1																	18
H 2,1	2											13	14	15	16	17	
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	
Fr 0,7	Ra 0,9																

Podemos ver que en los no metales, el orden de electronegatividad es:

← Más electronegativo																Menos electronegativo →	
F	O	N	Cl	Br	I	S	C	Se	Te	P	H	As	B	Sb	Si		