



Objetivos

En esta unidad conocerás:

- Conocer y justificar los distintos tipos de enlaces.
- Deducir a partir de la configuración electrónica de un elemento el tipo de ion que generará el átomo.
- Deducir la geometría de las moléculas a partir de la Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV).
- Predecir las propiedades de un átomo o una molécula a partir de su enlace.

Los contenidos de esta unidad didáctica están bajo una licencia de Creative Commons si no se indica lo contrario.



Autor: Luis Ramírez Vicente

Índice

1. El enlace químico.....	2
1.1. Introducción	
1.2. Tipos de sustancias	
1.3. Energía y estabilidad	
2. Enlace iónico.....	5
2.1. Valencia iónica	
2.2. Índice de coordinación	
2.3. Energía reticular	
2.4. Ciclo de Born-Haber	
2.5. Propiedades de las sustancias iónicas	
3. Enlace covalente.....	12
3.1. Modelo de Lewis	
3.2. Teoría RPECV	
3.3. Teoría TEV	
3.4. Hibridación orbitales atómicos	
3.5. Parámetros de enlace	
3.6. Propiedades de las sustancias covalentes	
4. Enlace metálico.....	29
4.1. Modelo de la nube electrónica	
4.2. Modelo enlace covalente deslocalizado	
4.3. Modelo de Bandas	
4.4. Propiedades de los metales	
5. Fuerzas intermoleculares.....	33
5.1. Concepto	
5.2. Fuerzas de Van der Waals	
5.3. Puentes de hidrógeno	
6. Evaluación.....	35
6.1. Cuestionarios	
6.2. Soluciones	



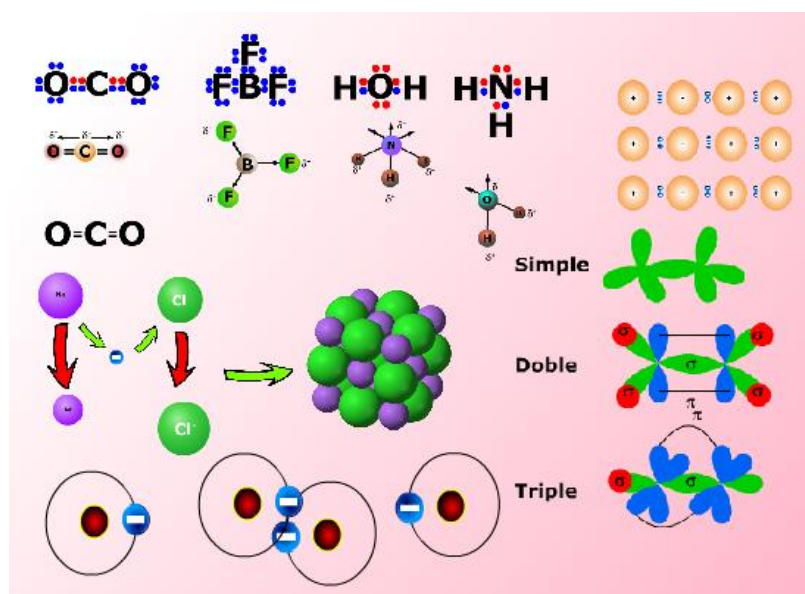
1. El enlace químico

1.1. Introducción

Los gases nobles son los únicos elementos que pueden encontrarse aislados en la naturaleza. El resto de los elementos tienden a unirse con ellos mismos o con otros átomos, mediante una serie de fuerzas con el fin de adquirir mayor estabilidad.

Las fuerzas que mantienen unidos los átomos se denominan enlaces.

Cuando los átomos se unen entre si adquieren un estado de menor energía y por tanto, de mayor estabilidad que cuando estaban aislados.



En la formación de los enlaces son muy importantes los electrones situados en la capa más externa o nivel de valencia.

La transferencia o la compartición de electrones de esta capa darán lugar a dos tipos de enlaces; iónico y covalente.

En la formación de un enlace, los átomos tienden a ceder o ganar electrones hasta tener 8 en la capa de valencia, pero existen átomos que se rodean de un número menor o mayor de 8 electrones.



El boro solo tiene 6 electrones en su última capa.
 OCTETE REDUCIDO O INCOMPLETO



El azufre está rodeado 12 electrones en su última capa.
 OCTETE EXPANDIDO



1.2. Tipos de sustancias

La materia se une de diversas formas originando distintos tipos de sustancias. El **enlace químico** es la fuerza responsable de mantener unidos de forma estable a átomos iones o moléculas. Según sean los enlaces, las sustancias tendrán unas propiedades características.

Así pues tenemos:



El enlace químico es la fuerza que mantiene unidos dos o más átomos para formar moléculas.



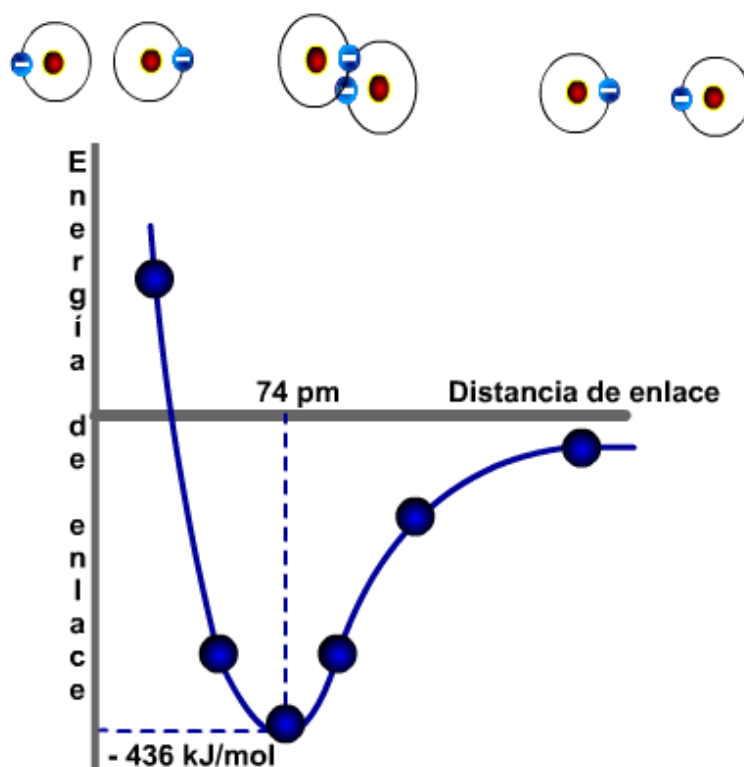
1.3. Energía y estabilidad

Consideremos dos átomos de hidrógeno situados a una distancia infinita de modo que podemos considerar que, entre ellos, no existe ningún tipo de influencia mutua y por lo tanto, la energía del sistema formado es nula.

Si los acercamos poco a poco empiezan a manifestarse unas fuerzas de atracción entre los núcleos y las nubes electrónicas (fuerzas de largo alcance), lo que produce una disminución de la energía del sistema.

Cuando los átomos se encuentran muy cerca uno de otro, empiezan a actuar las fuerzas de repulsión entre las nubes electrónicas. Estas fuerzas tienen un efecto mayor a corta distancia entonces el sistema se desestabiliza.

Estas situaciones se pueden representar gráficamente mediante curvas de estabilidad o **curvas de Morse**. Se observa que existe una distancia internuclear en la que el sistema es más estable, siendo máximas las fuerzas de atracción y mínimas las de repulsión. A esta distancia, se la denomina distancia de enlace y la energía correspondiente a esta distancia es la que se desprende al formarse dicho enlace. Para distancias menores prevalecen las fuerzas de repulsión y para distancias mayores prevalecen las fuerzas de atracción.



Dos átomos de hidrógeno alcanzan el mínimo de energía (436 kJ/mol) cuando sus núcleos están a una distancia de 0,074 nm. Esta energía es igual a la que se gastaría para separar los átomos a la distancia infinita.



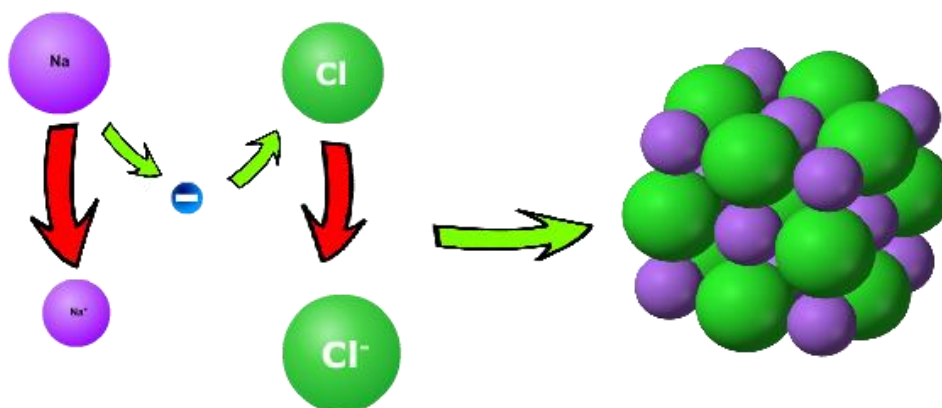
2. Enlace iónico

2.1. Valencia iónica

El enlace iónico se produce por la transferencia de electrones entre un metal, capaz de ceder electrones y un no metal capaz de captarlos. Es decir, entre átomos con electronegatividades muy diferentes. Por ejemplo en el cloruro de sodio, hay átomos que son propensos a ganar electrones como el cloro (Cl) y otros a perderlos como el sodio (Na).

Si un átomo gana electrones se convierte en un ion negativo o anión y si los pierde, se convierte en un ion positivo o catión. Así al tener cargas eléctricas distintas se atraen y forman una molécula como la de sal, formada por un anión de cloro y un catión de sodio.

El enlace iónico se produce cuando un átomo (metal) pierde el o los electrones de la última capa, convirtiéndose en un ion positivo (catión) y otro átomo (no metal) capta el electrón (o los electrones) y se convierte en ion negativo (anión).



Al producirse la transferencia de electrones entre el cloro y el sodio y formarse la red cristalina, ambas especies adquieren la configuración electrónica de un gas noble (ocho electrones en la capa de valencia) por lo tanto, los iones unidos son más estables que los elementos por separado.

Se denomina **electrovalencia o valencia iónica** al número de electrones que se intercambian por cada elemento en un enlace iónico. Los iones se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostática entre iones de diferente signo.



2.2. Índice de coordinación

En un compuesto iónico, cada ion se rodea de un número de iones de signo contrario que se disponen en el espacio formando redes cristalinas, cuya estructura geométrica depende del tamaño de los iones y de su carga.

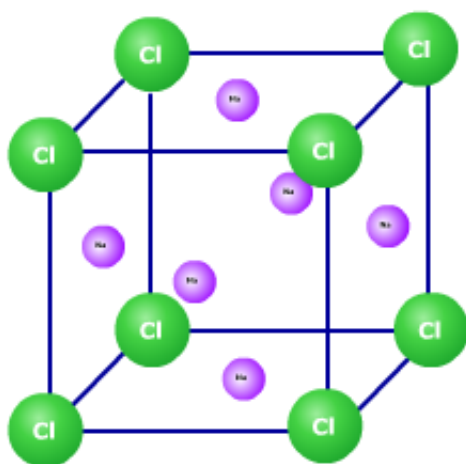
Los compuestos iónicos adoptan diferentes estructuras cristalinas, de manera que los iones se colocan de forma que se compensen las fuerzas atractivas y repulsivas.

Estas estructuras cristalinas deben de cumplir dos condiciones:

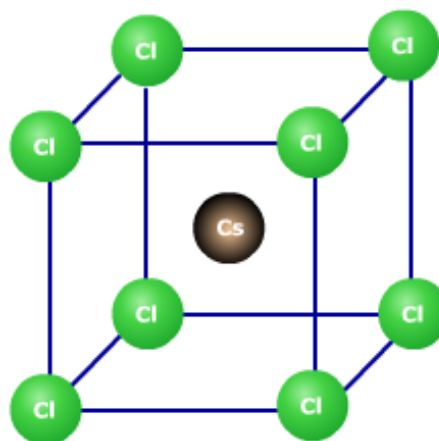
- Los iones deben de ocupar el menor volumen posible (empaquetamiento máximo).
- El cristal debe ser neutro, es decir, el número de cargas negativas han de ser igual al de cargas positivas.

Se llama **índice de coordinación** al número de iones de un signo que rodean a otro de signo contrario, siempre a la misma distancia.

Por ejemplo en el NaCl los iones de Na^+ son bastante más pequeños que los iones de Cl^- , de manera que los iones se disponen formando una red cúbica centrada en las caras con un índice de coordinación de 6. Sin embargo en el NaCs los iones de Cs^+ y Cl^- son de similar tamaño. En este caso, los iones se disponen formando una red cúbica centrada en el cuerpo con un índice de coordinación de 8.



Red cristalina de NaCl

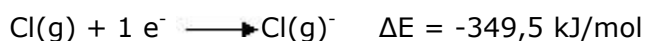
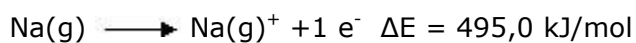


Red cristalina CsCl



2.3. Energía reticular

Si se considera el proceso de formación de iones para el NaCl.



El balance energético para la formación del cloruro de sodio sería de + 145,5 kJ/mol, por lo tanto el sistema no se estabiliza. Sin embargo al formarse la red cristalina, el cristal por atracciones electrostática entre los iones libera una gran cantidad de energía denominada energía de red o energía reticular, haciendo el balance energético total negativo.

La **energía reticular** se define como la energía que se desprende al formarse un mol de un cristal iónico a partir de sus iones en estado gaseoso. Un cristal será tanto más estable cuanto mayor sea su energía reticular.

La energía reticular (U_0) la calcularon por primera vez en 1918, Max Born y Alfred Lande de forma aproximada, mediante una fórmula de la que se deduce que aumenta al hacerlo la carga de los iones y al disminuir el radio de los mismos.

$$U_0 = - \frac{K \cdot A \cdot N_A \cdot z^+ \cdot z^- \cdot e^2}{d_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

En esta ecuación, N_A es el número de Avogadro, z^+ y z^- son las cargas de los iones, e es la carga del electrón, K es la constante de Coulomb, A es la constante de Madelung que depende del tipo de red cristalina, d_0 , la distancia internuclear y n el factor de compresibilidad de Born.

Así pues, un compuesto es más estable cuanto más negativa sea la energía de red. En valor absoluto, la energía de red:

- Aumenta con la carga de los iones z^+ y z^- .
- Disminuye al aumentar la distancia entre el catión y el anión.



2.4. Ciclo de Born-Haber

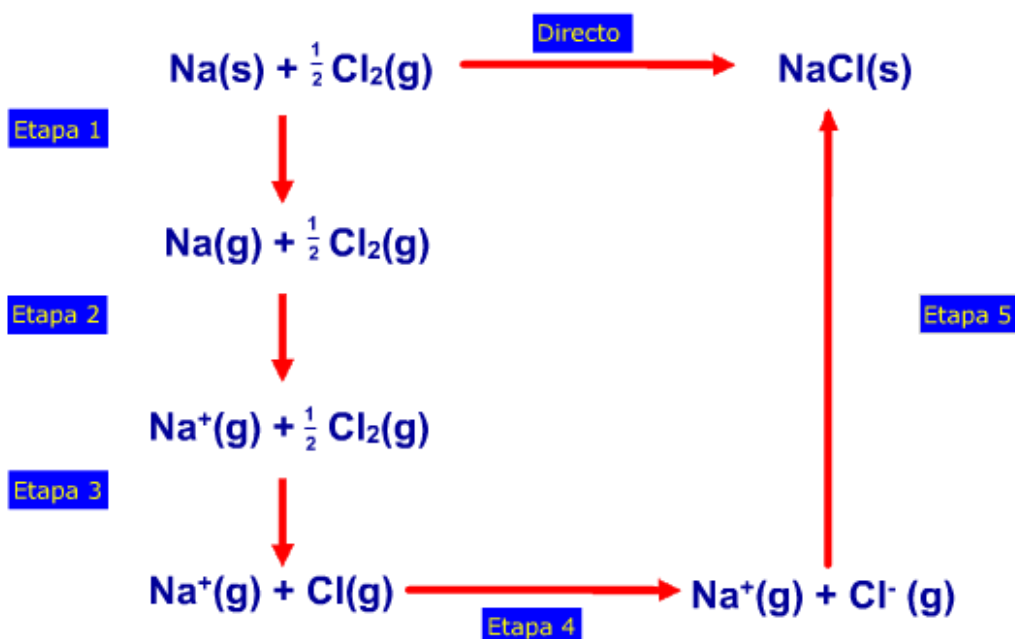
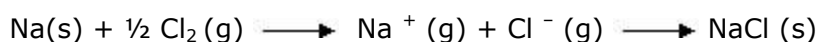
La mayoría de las veces, el cálculo de la energía reticular mediante la ecuación anterior, resulta inexacto, ya que no se conocen con precisión la constante de Madelung ni el factor de compresibilidad del cristal. Por ello se suele recurrir a un método basado en el balance energético del proceso de formación del cristal, conocido como ciclo de Born-Haber.

El ciclo de Born-Haber se basa en que un compuesto iónico puede obtenerse por dos caminos diferentes.

- Un camino directo que implicaría que los elementos en condiciones estándar, reaccionasen entre sí para formar un mol del compuesto sólido.

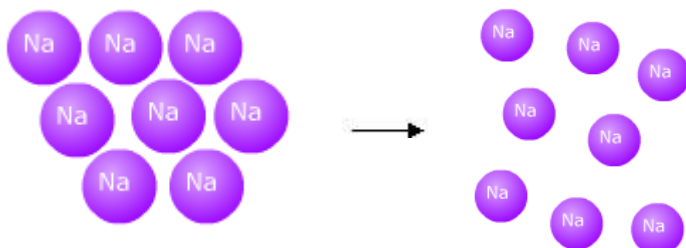


- Un camino por etapas, que supone que los elementos se transforman previamente en iones gaseosos antes de dar el compuesto sólido.

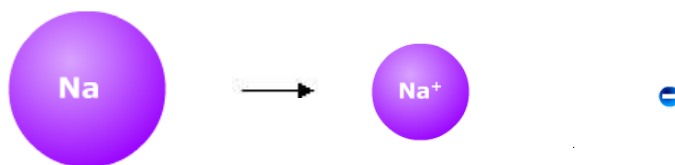
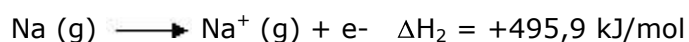




1. La primera etapa consiste en convertir el sodio metálico en átomos gaseosos. Este proceso se llama atomización. La energía necesaria se llama la entalpía de atomización o sublimación. Es un proceso endotérmico que requiere 108 kJ por cada mol de átomos de sodio.

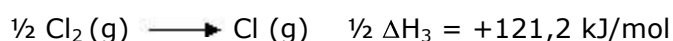


2. La segunda etapa consiste en convertir el sodio gaseoso en iones positivos también gaseosos. En esta etapa, los átomos de sodio pierden un electrón. Este proceso es endotérmico y la energía que se suministra es el primer potencial de ionización del sodio.



El catión es de menor tamaño que el átomo neutro.

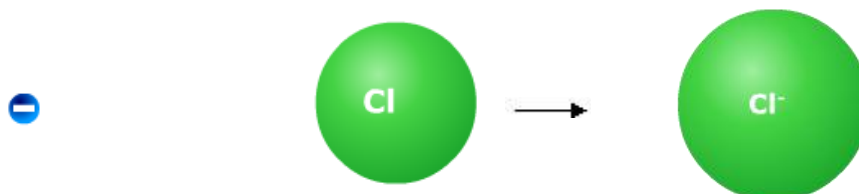
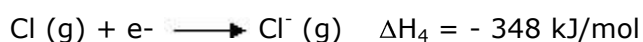
3. En la tercera etapa, se separan los átomos de cloro que están unidos formando moléculas. Para romper estas moléculas se debe suministrar una energía igual a la energía de enlace. Este proceso es endotérmico y la energía que se suministra es la energía de disociación de la molécula de cloro.



Nota: No se disocia media molécula, se disocian moléculas enteras. Esta reacción simplemente es un ajuste matemático.

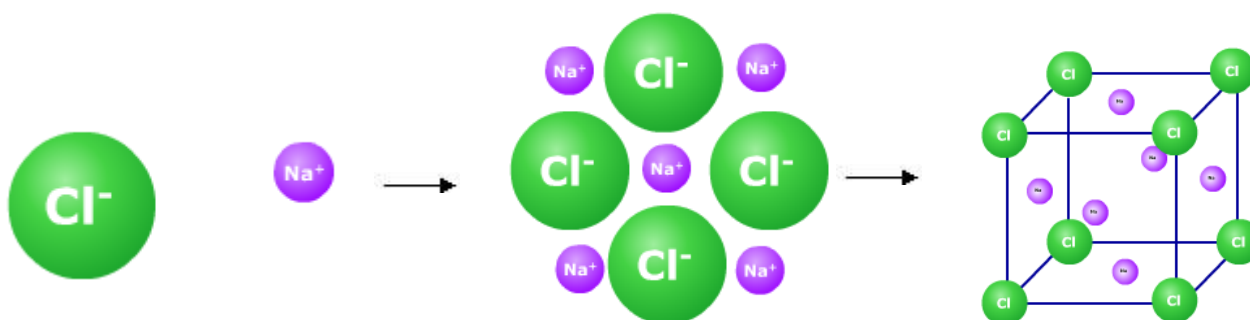
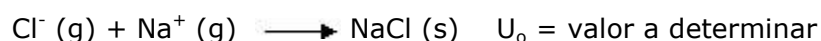


4. En la cuarta etapa, los átomos gaseosos de cloro ganan un electrón. Este proceso es exotérmico y la energía que libera es la primera afinidad electrónica.



El anión es de mayor tamaño que el átomo neutro.

5. En la quinta etapa, los iones gaseosos se unen para formar un 1 mol de sólido cristalino. La energía que se desprende en este proceso es la energía de red o energía reticular.



El balance energético del proceso en etapas es:

$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_1 + \Delta H_2 + 1/2 \Delta H_3 + \Delta H_4 + U_0$$

La energía reticular, que es el parámetro que se quiere calcular, valdrá:

$$U_0 = \Delta H_f^\circ - \Delta H_1 - \Delta H_2 - 1/2 \Delta H_3 - \Delta H_4$$

$$U_0 = (-411) - (+108) - (+495.9) - (+121.2) - (-384) = -752,1 \text{ kJ/mol}$$



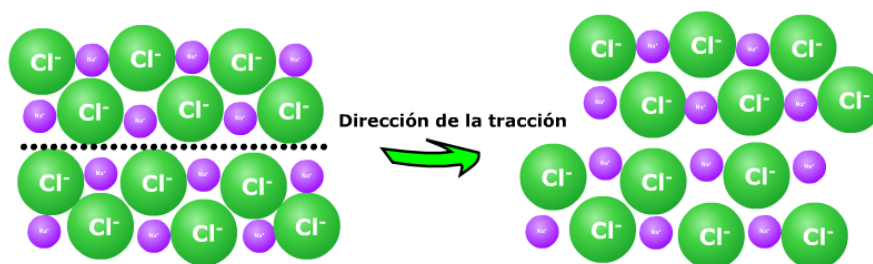
2.5. Propiedades de las sustancias iónicas

La mayor parte de las propiedades de los compuestos iónicos se justifican por la intensa fuerza electrostática, que mantienen unidos a los iones en la red cristalina y a que estas están orientadas en las diferentes direcciones del espacio.

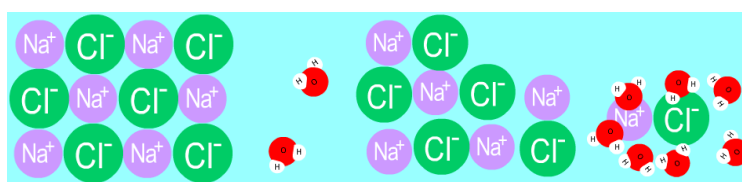
- Los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente, con altos puntos de fusión y ebullición. Cuanto mayor sea el valor absoluto de la energía reticular, mayores serán los puntos de fusión.

Compuesto	Energía reticular (kJ/mol)	Punto de fusión (°C)
NaCl	-788	801
KCl	-699	772
RbCl	-665	715
CsCl	-619	645

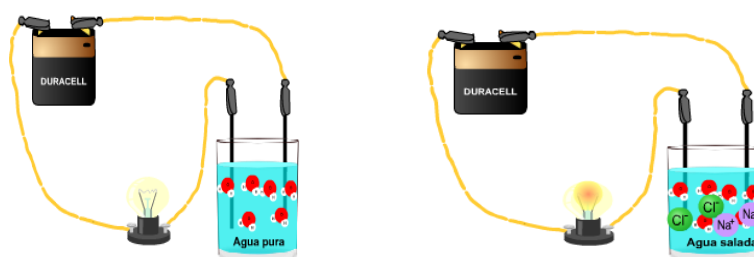
- Son duros pero frágiles, ya que un pequeño desplazamiento de una capa del cristal enfrenta a iones de igual carga, por lo que experimentarán una fuerte repulsión y el cristal se romperá.



- Los compuestos iónicos, generalmente se disuelven bien en agua o en disolventes polares. Las moléculas de agua rodean a los iones provocando que el cristal se desmorone.



- Los compuestos iónicos no conducen la electricidad en estado sólido, ya que los iones se encuentran fijos en sus posiciones en la red. Cuando se encuentran fundidos o disueltos, los iones tienen mayor libertad de movimiento y pueden conducir la electricidad.





3. Enlace covalente

3.1. Modelo de Lewis

Si en el enlace iónico, los átomos que se unen alcanzan la estabilidad (configuración de gas noble) mediante la transferencia de electrones. En el enlace covalente se llega al mismo resultado compartiendo pares de electrones.

El enlace covalente se produce entre dos elementos no metálicos o el hidrógeno y consiste en la unión de dos átomos que comparten uno o más pares de electrones.

Este modelo fue propuesto por **Gilbert N. Lewis** quien lo introdujo por primera vez en 1916, en su artículo "La molécula y el átomo".

El modelo de **Lewis** consiste en una representación gráfica que muestra los enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.

Para representar un átomo, se escribe el símbolo del elemento y se le rodea de tantos puntos como electrones de valencia tenga:

Configuración electrónica	Estructura de Lewis
H: $1s^1$	• H
N: $1s^2 2s^2 p^3$	•• •C• •• •N• ••
O: $1s^2 2s^2 p^4$	•• •O• ••
F: $1s^2 2s^2 p^5$	•• •F• ••
Ne: $1s^2 2s^2 p^6$	•• •Ne• ••

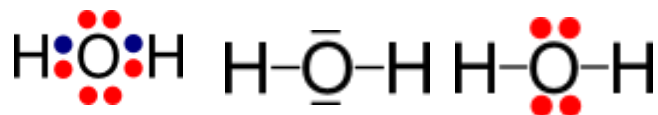
Nota: en rojo los electrones del átomo central y en azul los electrones de los ligandos

Para representar una molécula, se colocan los electrones de enlace entre los átomos que lo forman.

Molécula	Estructura
Agua	•• H•O•H ••
Amoniaco	•• H•N•H •• H
Metano	H •• H•C•H •• H



Las estructuras de Lewis muestran los diferentes átomos de una determinada molécula, usando su símbolo químico y líneas que se trazan entre los átomos que se unen entre sí. En ocasiones, para representar cada enlace, se usan líneas en vez de pares de puntos. Los electrones desapartados (los que no participan en los enlaces) se representan mediante una línea o con un par de puntos, y se colocan alrededor de los átomos a los que pertenecen.



Según el número de pares de electrones que se comparta los enlaces pueden ser:

Molécula	Estructura	Pares compartidos	Tipo
H ₂		1	Simple
O ₂		2	Doble
N ₂		3	Triple

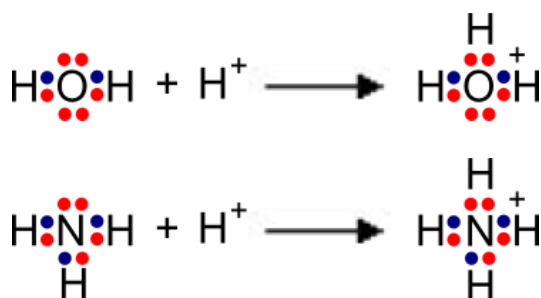
Esta representación se usa para saber la cantidad de electrones de valencia de un átomo que interactúan con otros átomos distintos o de su misma especie, formando enlaces ya sea simples, dobles, o triples y estos se encuentran íntimamente en relación con los enlaces químicos entre las moléculas y su geometría molecular.

3.1.1. Enlace covalente coordinado

Cuando los pares compartidos son proporcionados por un solo átomo de los que se enlazan, el enlace se llama **covalente coordinado**.

Por ejemplo:

Los iones hidronio, H₃O⁺, y amonio, NH₄⁺.



En ambos casos, el H⁺ (protón) no tiene ningún electrón para compartir. Estos son proporcionados por el oxígeno en el ion hidronio y por el nitrógeno en el ion amonio.



3.1.2. Estructura de Lewis para moléculas poliatómicas

En el caso de moléculas poliatómicas o de iones se procede de la siguiente forma:



1. A partir de las configuraciones electrónicas de los elementos que intervienen, se designa el átomo central que suele ser el menos electronegativo es decir, el que más electrones necesita para completar su capa de valencia.
2. Se determina el número total de electrones de valencia que se necesitan, **n**.
3. Se determina el número de electrones de valencia que tiene cada átomo, **v**.
4. Se calcula el número de electrones compartidos, **c**, restando **n** y **v** ($c=n-v$) y se divide por dos para determinar el número de pares de enlace (PE).
5. Se calcula los electrones no compartidos o solitarios, $s=v-c$, y se divide por dos para determinar los pares de no enlace (PN).

Por ejemplo: ácido nítrico, HNO_3 .

1. El átomo central es el nitrógeno rodeado por 3 oxígenos y el hidrógeno rodea a un átomo de oxígeno.
2. $n = 8 \cdot 3\text{O} + 8 \cdot 1\text{N} + 2 \cdot 1\text{H} = 24 + 8 + 2 = 34 \text{ e}$
3. $v = 6 \cdot 3\text{O} + 5 \cdot 1\text{N} + 1 \cdot 1\text{H} = 18 + 5 + 1 = 24 \text{ e}$
4. $c = n - v = 34 - 24 = 10 / 2 = 5 \text{ PE}$ (en rojo)
5. $s = v - c = 24 - 10 = 14 / 2 = 7 \text{ PN}$ (en azul)

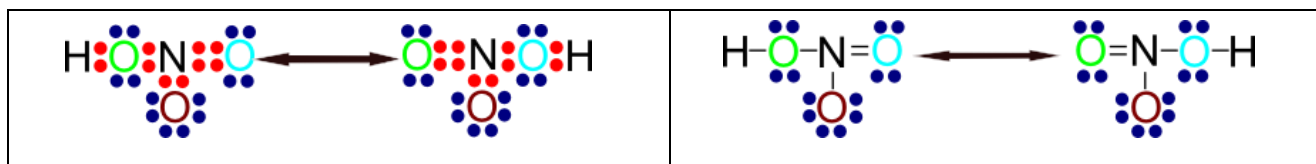


Por ejemplo: ion nitrato, NO_3^- .

<p>Se escribe primero la estructura de Lewis para la estructura neutra</p> 	<p>Se elimina el hidrógeno y el átomo de oxígeno se carga negativamente, ya que se queda con el electrón del hidrógeno.</p> 
--	--

3.1.3. Resonancia

Al escribir la estructura de Lewis para el HNO_3 observamos que el átomo de nitrógeno puede compartir los 4 electrones con cualquiera de los 2 átomos de oxígeno.



Se dicen que ambas estructuras están en resonancia y se indica mediante la doble flecha. En realidad, la estructura real es intermedia entre las dos posibles. Los enlaces entre el nitrógeno y el oxígeno no son ni dobles ni simples, sino que presentan una longitud intermedia.

Las estructuras canónicas de resonancia son cada una de las estructuras de Lewis que representan a una molécula o a un ion poliatómico y que solo se diferencia una de la otra en la distribución de los electrones.



3.2. Teoría RPECV

Las moléculas y los iones poliatómicos tienen una geometría definida que depende de la posición que ocupan los átomos en el espacio.

Las estructuras de Lewis no proporcionan ninguna información sobre la geometría pero sí sobre los pares de electrones que intervienen y no intervienen en el enlace.

La **Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa Valencia (TRPECV o teoría VSEPR en inglés)** es un modelo que predice la geometría de las moléculas.

La premisa de la **TRPECV** es que los pares de electrones de valencia y los pares libres que rodean a un átomo, se repelen mutuamente y por lo tanto, deben adoptar una disposición espacial que minimicen estas repulsiones. El número de pares de electrones alrededor de un átomo, tanto enlazantes como no enlazantes, se denomina **número estérico**.

3.2.1. Moléculas cuyo átomo central solo tiene pares enlazantes.

La repulsión de los pares enlazantes hace que la molécula adopte una determinada geometría, ya que en la dirección de cada par de enlace se sitúa un átomo.

Tipo de molécula	Molécula	Estructura de Lewis	Pares de enlace (PE)	Pares de no enlace (PN)	Distribución de los pares electrónicos	Geometría molecular
AX ₄	CH ₄		4	0		
AX ₃	BH ₃		3	0		
AX ₂	BeH ₂		2	0		

A: átomo central. X: ligando.



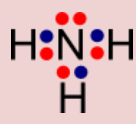
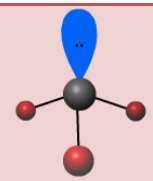
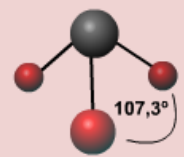

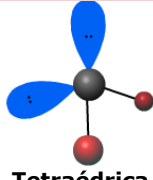
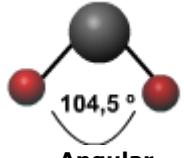
3.2.2. Moléculas cuyo átomo central tiene pares enlazantes y antienlazantes

En estas moléculas, además de las repulsiones de los pares de enlaces, se debe tener en cuenta las repulsiones entre los pares de enlace y no enlace y entre los pares de no enlace.

Para determinar la intensidad de estas fuerzas se sigue el criterio siguiente:

Las repulsiones entre los pares de no enlace (PN-PN) son mayores que las repulsiones entre los pares de enlace y los pares libres (PE-PN) y estas a su vez, son mayores que las existentes entre los pares de enlace (PE-PE).

Estas repulsiones hacen que el ángulo a veces sea menor de lo esperado.

Tipo de molécula	Molécula	Estructura de Lewis	Pares de enlace (PE)	Pares de no enlace (PN)	Distribución de los pares electrónicos	Geometría molecular
AX₃E	NH ₃		3	1	 Tetraédrica	 Pirámide trigonal
AX₂E₂	H ₂ O		2	2	 Tetraédrica	 Angular

A: átomo central X: ligando E: par de no enlace



Para determinar la geometría de los iones se procede de igual manera, pero considerando a los dobles o triples enlaces como simples.

Ion	Estructura de Lewis	Pares de enlace (PE)	Pares de no enlace (PN)	Tipo de molécula	Distribución de los pares electrónicos	Geometría molecular
NO_3^-		3	0	AX_3		
NO_2^-		2	1	AX_2E		
ClO_3^-		3	1	AX_3E		

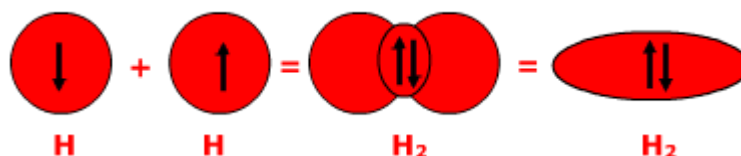
3.3. Teoría del enlace de valencia (TEV)

La Teoría del Enlace de Valencia es un modelo mecánico-cuántico que justifica lo que el modelo de Lewis no explica:

- Por qué la compartición de electrones lleva a una unión estable.
- Por qué unos electrones de valencia son enlazantes y otros no intervienen en el enlace.
- No predice la geometría molecular.
- Por qué unos enlaces son más fuertes que otros.

3.3.1. Solapamiento

Según esta teoría, el **enlace covalente** consiste en la superposición de dos orbitales semicupados de átomos diferentes con los electrones de valencia con spin antiparalelo.



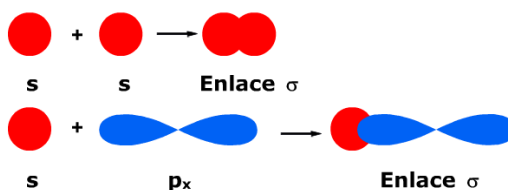
Cuanto mayor es el solapamiento, mayor es la fuerza del enlace. El resto de los orbitales atómicos que no forman parte del enlace, no se modifican.



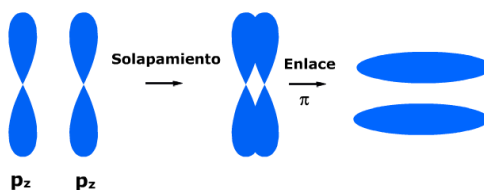
Si se emparejan un par de electrones se obtiene un enlace simple, si son dos pares un enlace doble y si son tres pares un enlace triple.

3.3.2. Enlaces σ y π

Si dos orbitales atómicos se solapan por sus extremos se forma un **enlace σ** y la densidad electrónica se concentra entre los núcleos. Se forma un enlace σ cuando solapan dos orbitales s, dos orbital p_x o un orbital s y un orbital p_x . Todos los enlaces simples son de tipo σ .

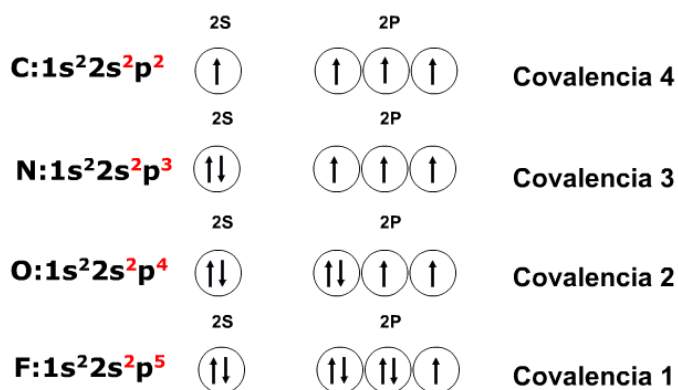


Si dos orbitales atómicos solapan lateralmente, se forma un **enlace π** y la densidad electrónica se concentra en las partes superior e inferior del plano que contiene a los núcleos. El enlace π se forma cuando ya hay un enlace σ , por lo tanto son los responsables de los dobles y triples enlaces.



3.3.3. Valencia covalente

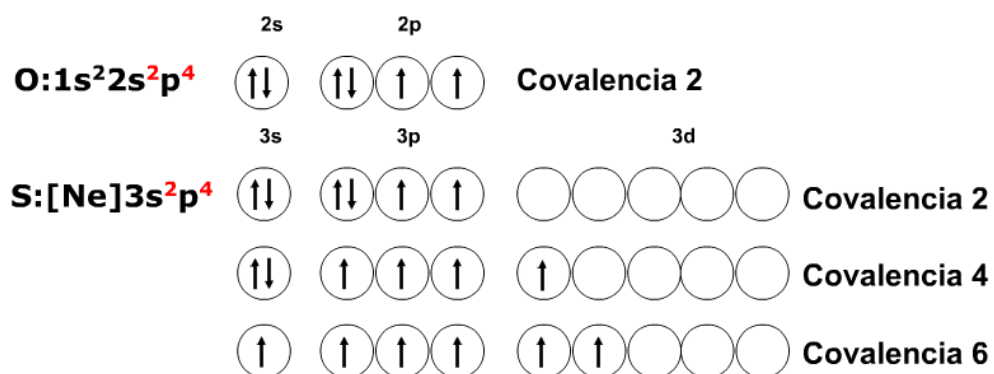
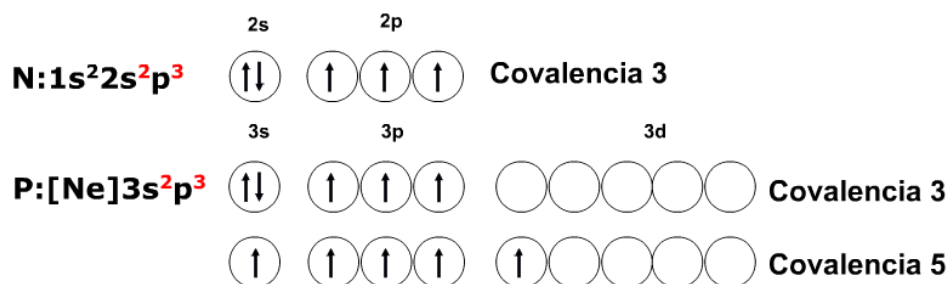
La **valencia covalente o covalencia** es el número de enlaces covalentes que puede formar un elemento y depende del número de electrones que es capaz de desaparecer.

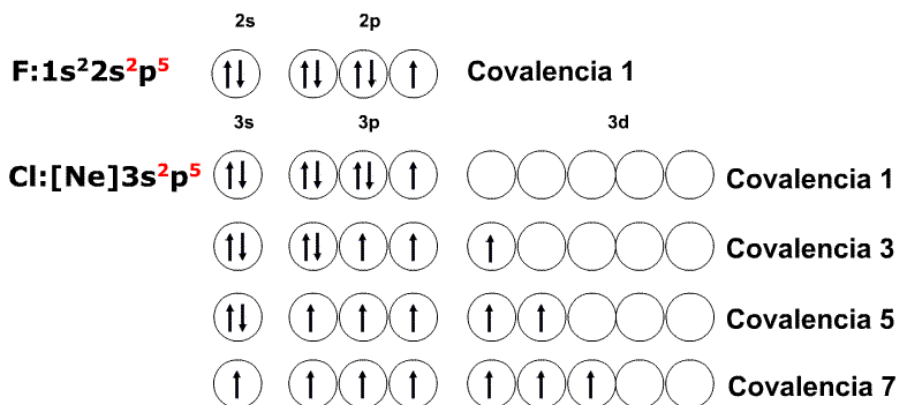


Configuraciones electrónicas y electrones desapareados o covalencia



Configuración electrónica	Estructura de Lewis	Nº electrones desapareados	Covalencia
H: $1s^1$		1	1
C: $1s^2 2s^2 2p^2$		4	4
N: $1s^2 2s^2 2p^3$		3	3
O: $1s^2 2s^2 2p^4$		2	2
F: $1s^2 2s^2 2p^5$		1	1
Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$		0	0





El nitrógeno, el oxígeno y el flúor solo tienen una covalencia, pues no pueden promocionar los electrones ya que los orbitales **2d** no existen; el siguiente nivel energético sería el **3s**.

En algunos elementos, la covalencia es mayor que el número de electrones desapareados. Este hecho se debe a que los electrones promocionan a un orbital vacío de mayor energía dentro de un mismo nivel.

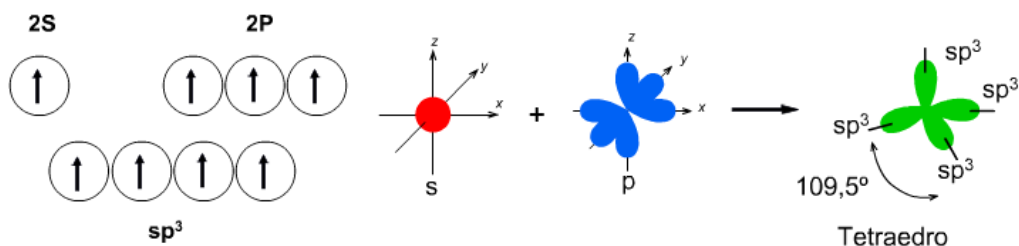
3.4. Hibridación de orbitales atómicos

La TEV propone la hibridación de orbitales atómicos para justificar la geometría de las moléculas.

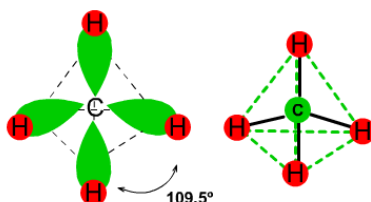
Mediante el proceso de hibridación, orbitales atómicos distintos en geometría y en energía se redistribuyen y dan lugar a nuevos orbitales híbridos iguales en forma y en energía. La orientación adoptada por los orbitales híbridos condiciona la geometría de la molécula.

Hibridación sp^3

Un orbital s y 3 orbitales p producen 4 orbitales híbridos sp^3 . Los orbitales híbridos sp^3 están dirigidos hacia los vértices de un tetraedro regular.



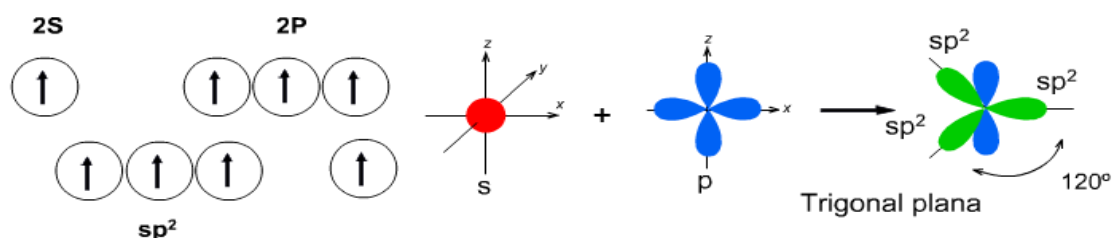
Mediante este tipo de hibridación se explica la geometría del metano.



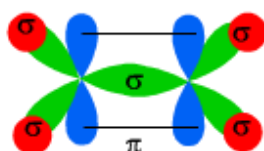


Hibridación sp^2

Un orbital s y 2 orbitales p producen 3 orbitales híbridos sp^2 . Los orbitales híbridos sp^2 están en un mismo plano con una geometría plana trigonal. El orbital p que no hibrida, se dispone perpendicularmente al plano de la molécula.

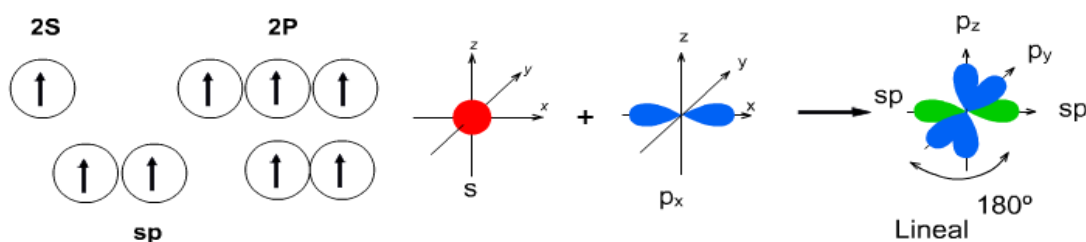


La hibridación sp^2 explica la formación de los enlaces dobles en los alquenos. Por ejemplo, en la molécula de eteno ($CH_2=CH_2$) los orbitales híbridos se solapan dando lugar a enlaces σ , los orbitales 2p no híbridos solapan formando un enlace π .



Hibridación sp

Un orbital s y un orbital p producen 2 orbitales híbridos sp . Los orbitales híbridos sp son lineales, por lo que forman un ángulo de 180° .



La hibridación sp explica la formación de los enlaces triples en los alquinos. Por ejemplo, en la molécula de etino $CH \equiv CH$ los orbitales híbridos se solapan dando lugar a enlaces σ , los orbitales 2p no híbridos solapan formando dos enlaces π .

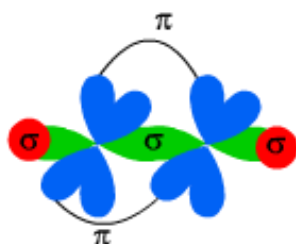




Tabla resumen estructura de Lewis, TRPECV e hibridación:

Tipo de molécula	Molécula	Estructura de Lewis	Pares de enlace (PE)	Pares de no enlace (PN)	Distribución de los pares electrónicos	Geometría molecular	Hibridación
AX₄	CH ₄		4	0			sp ³
AX₃E	NH ₃		3	1			sp ³
AX₂E₂	H ₂ O		2	2			sp ³
AX₃	BH ₃		3	0			sp ²
AX₂	BeH ₂		2	0			sp



3.5. Parámetros de enlace

Independientemente del compuesto que formen dos elementos A y B, el enlace covalente mantiene unas características que se mantienen aproximadamente constante.

3.5.1. Energía de enlace

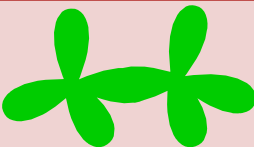
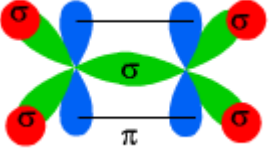
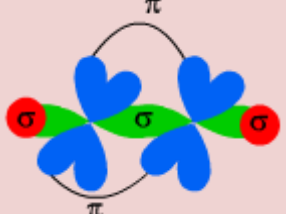
Experimentalmente se comprueba que no todos los enlaces son igual de fuertes.

La energía de enlace de una molécula diatómica es la energía que se debe suministrar para disociar un mol de moléculas en estado gaseoso.

Molécula	Energía (kJ/mol)
Cl-Cl	242,7
H-H	436,4
O=O	498,7
N≡N	941,4

Los enlaces triples son más fuertes que los dobles y estos más fuertes que los simples.

En el caso de moléculas poliatómicas:

Tipo	Energía (kJ/mol)
Simple 	347
Doble 	620
Triple 	812

La tabla muestra valores promedios para los distintos enlaces

En estas moléculas, la energía de un mismo enlace puede variar de una molécula a otra, ya que los átomos vecinos pueden causar desplazamientos de electrones que refuercen o debiliten el enlace.

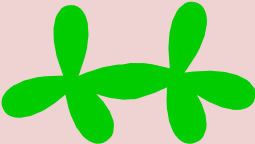
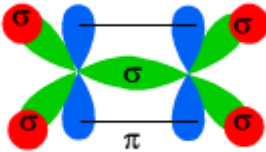
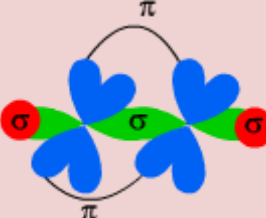


3.5.2. Longitud de enlace

La longitud de enlace es aproximadamente la suma de los radios covalentes de los átomos que se unen y depende del tamaño de los átomos enlazados.

La longitud de enlace es la distancia entre los dos núcleos de dos átomos unidos por un enlace covalente.

Enlace	Longitud (pm)
C-H	107
C-O	143
C=O	121
C-C	154

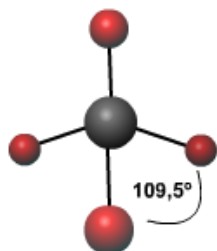
Tipo	Longitud de enlace (pm)	Energía (kJ/mol)
Simple 	154	347
Doble 	133	620
Triple 	120	812

En estas moléculas se observa que cuando aumenta la energía de enlace disminuye la longitud del mismo.

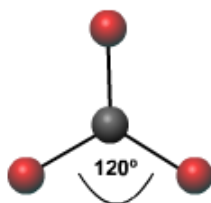


3.5.3. Ángulo de enlace

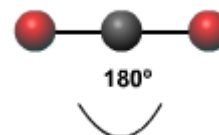
El ángulo de enlace es el ángulo que forman las rectas que pasan por los núcleos atómicos. El ángulo se determina experimentalmente o puede predecirse de forma aproximada, a partir de la TRPECV.



Tetraédrica

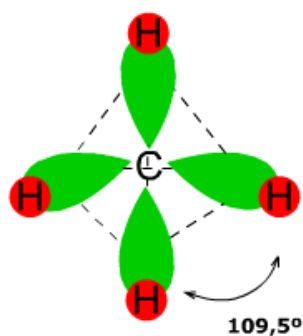


Triangular plana

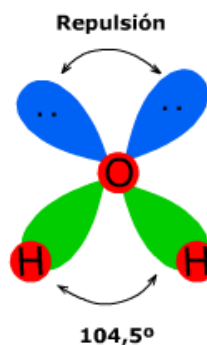


Lineal

A veces, los ángulos de enlace son menores que los esperados debido a la repulsión que ejercen los pares de no enlaces.



Metano



Agua

3.5.4. Polaridad del enlace

La electronegatividad de los elementos, que intervienen en la formación del enlace covalente, determinan la polaridad del enlace y la polaridad de la molécula resultante.

A. Moléculas diatómicas homonucleares

En este caso los átomos que se unen tienen la misma electronegatividad y ambos núcleos comparten por igual el par de electrones.

En este caso el enlace covalente es apolar, ya que la distribución electrónica es simétrica respecto a los dos núcleos.

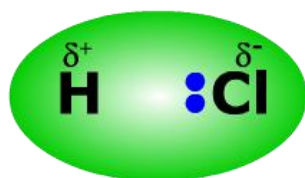




B. Moléculas diatómicas heteronucleares

En este caso, los átomos que se unen tienen distinta electronegatividad y el par de electrones que se comparte está más cerca del átomo más electronegativo.

En este caso el enlace covalente es polar, ya que la distribución electrónica es asimétrica respecto a los dos núcleos.



Como consecuencia de esta distribución asimétrica del par de electrones que se comparte aparece sobre el átomo de Cl una carga parcial negativa y sobre el H una carga parcial positiva. El enlace se ha polarizado y la molécula es un dipolo.

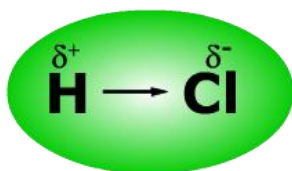
El enlace covalente polar se puede considerar como un enlace intermedio entre el enlace covalente polar y el enlace iónico. La polaridad del enlace dependerá de la diferencia de electronegatividad de los átomos que se unen.

El momento dipolar es una magnitud vectorial, cuyo módulo μ se define como el producto entre la distancia "**d**" que separa a las cargas (longitud del enlace) y el valor de las cargas iguales y opuestas en un enlace químico. Su sentido es desde la carga positiva a la negativa.

$$\mu = d \cdot Q$$

La unidad del momento dipolar, μ , es el Debye (**D**). $1 \text{ D} = 3,34 \cdot 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}$.

Para la molécula de HCl:





C. Moléculas poliatómicas

Una molécula poliatómica es polar si tiene enlaces polares y el momento dipolar total es decir, la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces de la molécula no es nulo.

	CO ₂	BF ₃	H ₂ O	NH ₃
Estructura de Lewis				
Geometría molecular y enlaces polarizados				
Momento dipolar resultante	$\mu_r = 0 \text{ D}$ No polarizada	$\mu_r = 0 \text{ D}$ No polarizada	$\mu_r = 1,87 \text{ D}$ Polarizada	$\mu_r = 1,46 \text{ D}$ Polarizada

La geometría de la molécula es importante para determinar la polaridad de una molécula.

Una molécula puede tener varios momentos dipolares (enlaces polares), como ocurre en el CO₂ y BF₃ pero no está polarizada porque la suma de todos los momentos dipolares es nula.

3.6. Propiedades de las sustancias covalentes

En cuanto a sus propiedades, las sustancias covalentes se clasifican en:

3.6.1. Sustancias moleculares

En este grupo se engloban la mayoría de las sustancias covalentes.

Son moléculas que en condiciones estándar pueden ser:

- Gases, como H₂, O₂, N₂, F₂, Cl₂, CO, CO₂, CH₄.
- Líquidos, como H₂O, Br₂, CH₂OH.
- Sólidos, como I₂, S₈, P₄, naftaleno.

En estado sólido, forman redes cristalinas constituidas por moléculas unidas por débiles fuerzas intermoleculares.

Los puntos de ebullición y fusión son bajos, ya que para fundir o hervir estas moléculas solo se necesita romper las débiles fuerzas intermoleculares.

Las moléculas polares solo se disuelven en disolventes polares como el agua. Las moléculas apolares solo se disuelve en disolventes apolares como benceno, hexano o tetracloruro de carbono.



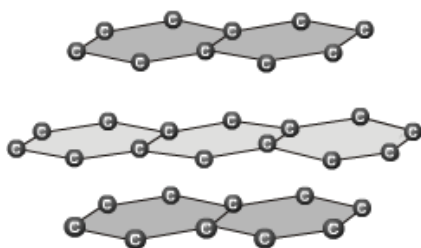
3.6.2. Sustancias atómicas

Estas sustancias tienen todos átomos unidos entre sí mediante una red tridimensional de enlaces covalentes.

A este grupo de sustancias pertenecen elementos como el C, en sus formas alotrópicas diamante y grafito, el B, el Si, el Ge y las moléculas SiO_2 , SiC , NB .

Debido a la dureza de su estructura cristalina, las sustancias atómicas:

- Son insolubles en todo tipo de disolventes.
- Al igual que los compuestos iónicos, no conducen la electricidad en estado sólido.
- Son duras y tienen elevados puntos de fusión y ebullición.

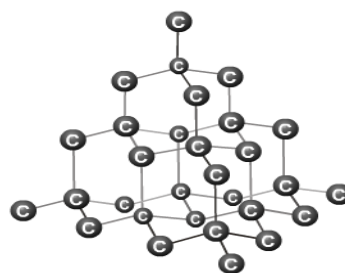


Grafito

En el grafito los átomos de carbono presentan hibridación sp^2 . El enlace covalente entre los átomos de una capa, es extremadamente fuerte. Sin embargo, las uniones entre las diferentes capas se realizan por fuerzas de Van der Waals y los enlaces π que son mucho más débiles.

Esta estructura laminar hace que el grafito sea un material marcadamente anisótropo.

Debido a su estructura laminar, se usa como mina para lápices.



Diamante

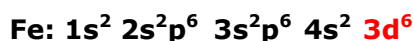
El diamante es la sustancia más dura que se conoce y sirve como referente máximo en la escala de dureza de Mohs, donde tiene asignado el valor 10. Ello es debido a que el rayado tendría que hacerse rompiendo fuertes enlaces interatómicos.

Tiene un elevado punto de fusión, $3\ 500\ ^\circ\text{C}$, pero a esta temperatura no funde, sino que se sublima; pasa directamente a gas.

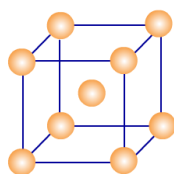


4. Enlace metálico

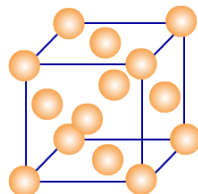
El **enlace metálico** se produce cuando se combinan entre sí los átomos de un metal. Estos átomos necesitan ceder los electrones del último nivel ocupado (**capa 3d en el ejemplo**) para alcanzar la configuración de un gas noble.



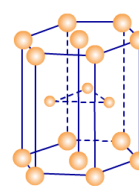
Los metales en condiciones ambientales de presión y temperatura forman redes metálicas compactas con elevado índice de coordinación, por lo que suelen tener altas densidades. Las redes suelen ser hexagonales y cúbicas.



Centrada en el cuerpo



Centrada en las caras



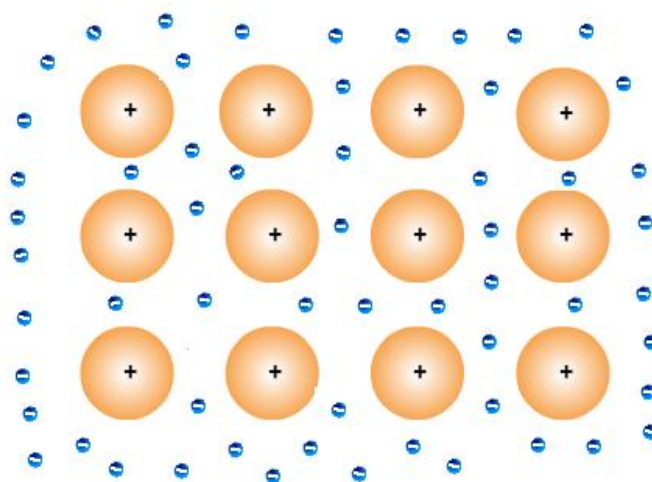
Hexagonal compacta

El enlace metálico es la fuerza de unión entre los átomos de los metales y son responsables de la estabilidad y de las propiedades de la red cristalina.

Hay tres modelos que explican la formación del enlace metálico. El modelo de la nube de electrones, modelo del enlace covalente deslocalizado y la teoría de bandas.

4.1. Modelo de la nube electrónica

Según este modelo, la red cristalina del metal está formada por los iones positivos entre los que se mueven libremente los electrones. Los electrones no pertenecen a los átomos individuales, sino al conjunto de todos ellos. Estos están deslocalizados dentro de la red y se mueven con libertad entre los huecos existentes entre los iones positivos constituyendo así la nube electrónica. Así pues, el enlace metálico resulta de las atracciones electrostáticas entre los restos positivos y los electrones móviles que pertenecen en su conjunto a la red metálica. Este modelo explica de forma cualitativa, las propiedades observadas en los metales.

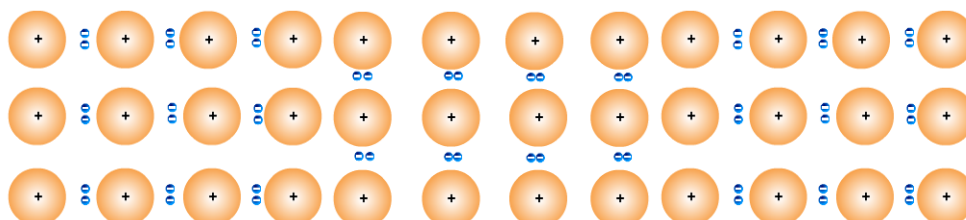


Los electrones que se comparten actúan como "pegamento" entre los iones positivos. Por esta razón casi todos los metales son sólidos a temperatura ambiente.



4.2. Modelo del enlace covalente deslocalizado

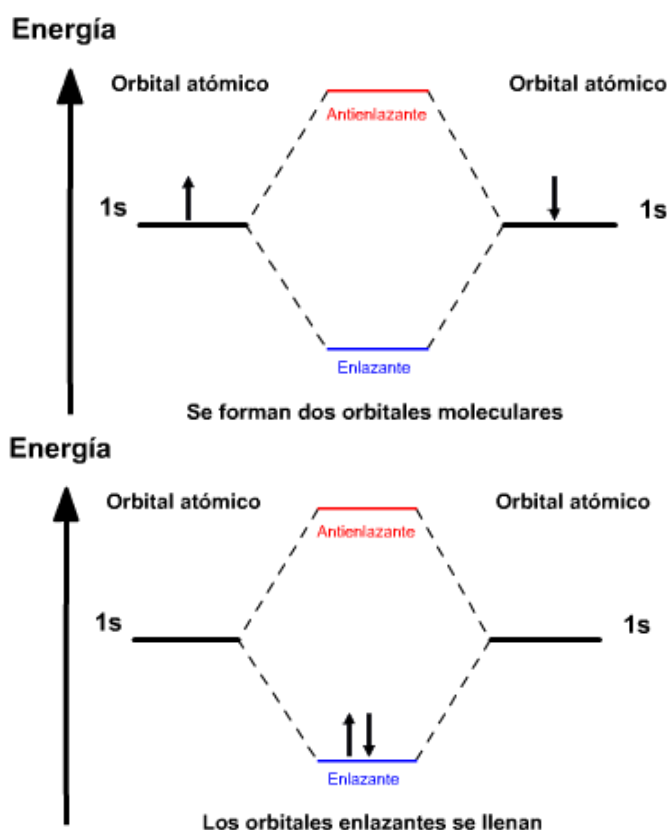
Este modelo considera al enlace metálico como un caso especial del enlace covalente, en el que el número de electrones de valencia de los átomos es menor que el de enlaces formados. De este modo, se crean enlaces deslocalizados que unen a varios átomos a la vez. La alta movilidad de los electrones justifica la elevada conductividad de los metales.



4.3. Modelo de bandas

Este modelo se basa en la **Teoría de los Orbitales Moleculares (TOM)**.

Según la TOM cuando dos átomos enlazan, los orbitales atómicos se combinan formando dos orbitales nuevos que ya no pertenecen a los átomos sino que pertenecen a toda la molécula. Al orbital de menor energía se le denomina enlazante y al de mayor energía antienlazante.

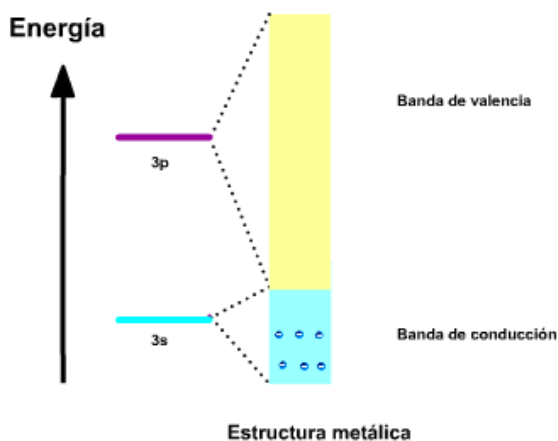




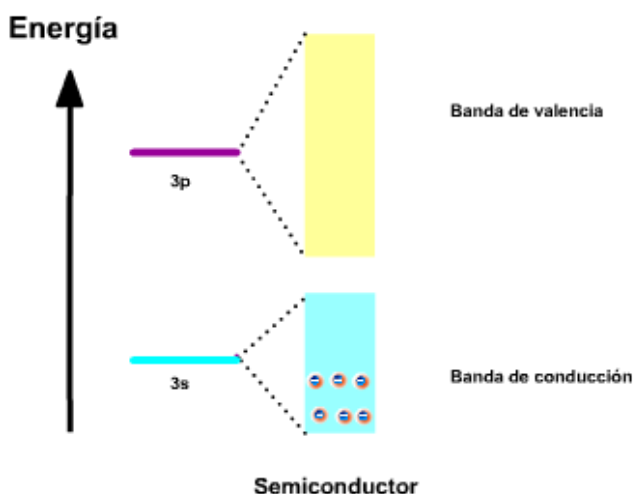
En el caso de un metal como del sodio: $\text{Na: } 1s^2 2s^2p^6 3s^1 3p^0$

Al combinarse $1 N_A$ (n° de Avogadro) de orbitales 3s, se obtendrán $1 N_A$ orbitales moleculares de energía muy próxima entre sí, constituyendo lo que se llama una banda de energía. Pero los orbitales 3p vacíos también se combinan entre sí y forman otra banda de energía con $3N_A$ orbitales moleculares de energías muy próximas.

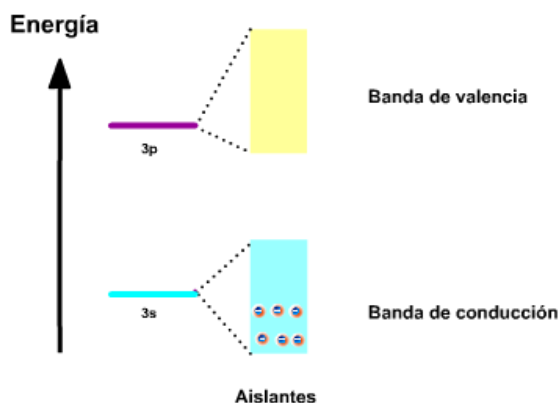
A la banda que forman los electrones de la capa de valencia se denomina "**banda de valencia**" y la banda que forman los orbitales de la primera capa vacía se llama "**banda de conducción**".



En los metales, la banda de valencia está llena o parcialmente llena; pero en estas sustancias la diferencia energética entre la banda de valencia y la de conducción es nula; es decir están solapadas. Por ello, tanto si la banda de valencia está total o parcialmente llena, los electrones pueden moverse a lo largo de los orbitales vacíos y conducir la corriente eléctrica al aplicar una corriente eléctrica.



En el caso de los semiconductores, la banda de valencia que también está llena, no está solapada con la banda de conducción, sino que hay una separación energética no muy grande y algunos electrones pueden saltar a la banda de conducción. Estos electrones y los huecos dejados en la banda de valencia permiten que haya cierta conductividad eléctrica. La conductividad en los semiconductores aumenta con la temperatura, ya que se facilitan los saltos de los electrones a la banda de conducción. Algunos ejemplos de semiconductores son: Ge, Si, GaAs y InSb.



En el caso de los aislantes la banda de valencia está completa y la de conducción vacía; pero a diferencia de los metales, no sólo no solapan sino que además hay una importante diferencia de energía entre una y otra por lo que no pueden producirse saltos electrónicos de una a otra. Es decir, los electrones no gozan de la movilidad que tienen en los metales y, por ello, estas sustancias no conducen la corriente eléctrica.

4.4. Propiedades de los metales

- A excepción del mercurio, los metales son sólidos a temperatura ambiente. Sus puntos de fusión son moderados o altos. Los más pequeños corresponden a los metales alcalinos y los más altos a los metales de transición, que pueden alcanzar los 1 500 °C.
- Tienen una conductividad térmica y eléctrica elevada, debido a la gran movilidad de los electrones.
- Son dúctiles y maleables, es decir forman fácilmente hilos y láminas. Esto se debe a la no direccionalidad del enlace metálico con lo que cualquier tracción no modifica la estructura de la red metálica, ya que no aparecen repulsiones internas como ocurre en el enlace iónico.
- Tienen un brillo característico ya que reflejan las radiaciones recibidas.
- Presentan el "efecto fotoeléctrico" es decir, cuando son sometidos a una radiación de determinada energía, emiten electrones.
- Se suelen disolver unos en otros formando disoluciones que reciben el nombre de aleaciones.



5. Fuerzas intermoleculares

A diferencia de los enlaces, que son fuerzas que se dan en el interior de las moléculas es decir intramoleculares, las fuerzas intermoleculares son las fuerzas de atracción entre las moléculas de las sustancias covalentes.

Estas fuerzas están presentes en las sustancias covalentes en estado sólido o líquido. En los gases aparecen cuando se reduce la temperatura del gas, pasando primero la sustancia a estado líquido y posteriormente al sólido.

Los puntos de fusión y ebullición de las sustancias covalentes proporciona una buena información sobre la magnitud de las fuerzas intermoleculares. Así pues, cuanto menor sea los puntos de fusión (ebullición) menor será las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas.

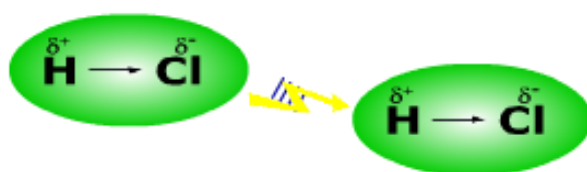
Las fuerzas intermoleculares pueden ser de dos tipos: fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno.

5.1. Fuerzas de Van der Waals

Las fuerzas de Van der Waals son interacciones electrostáticas y pueden ser:

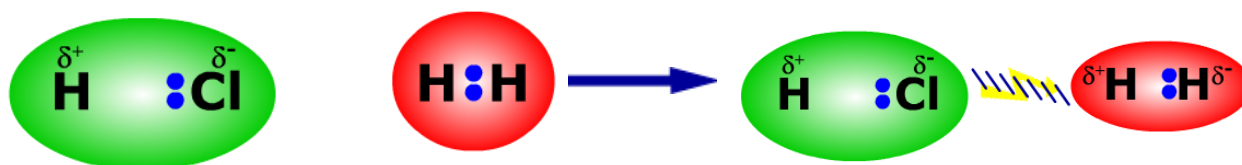
- Fuerzas dipolo-dipolo:

Son fuerzas que aparecen entre las moléculas polares (dipolos permanentes). Cuanto mayor sea el momento dipolar de la molécula, mayor será la fuerza atractiva.



- Fuerzas dipolo-dipolo inducido:

Las moléculas polares en las cercanías de las moléculas no polares pueden producir en estos un desplazamiento de la carga, transformándolo en un dipolo. Entre el dipolo permanente y el inducido aparece una débil fuerza atractiva.





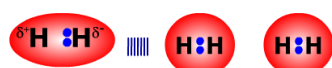
- Fuerzas de dispersión:

Las fuerzas de dispersión surgen entre moléculas apolares. En un momento dado, una molécula puede sufrir una asimetría en su distribución de carga originándose un dipolo instantáneo, el cual puede actuar sobre otra molécula vecina creando en ella un dipolo inducido. La inducción progresa hacia otras moléculas en cadena, dando lugar a fuerzas atractivas débiles. Estas fuerzas aumentan con el tamaño molecular, puesto que las moléculas mayores se deforman con más facilidad.

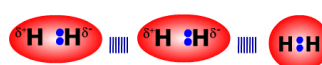
ETAPA 1



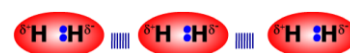
ETAPA 2



ETAPA 3

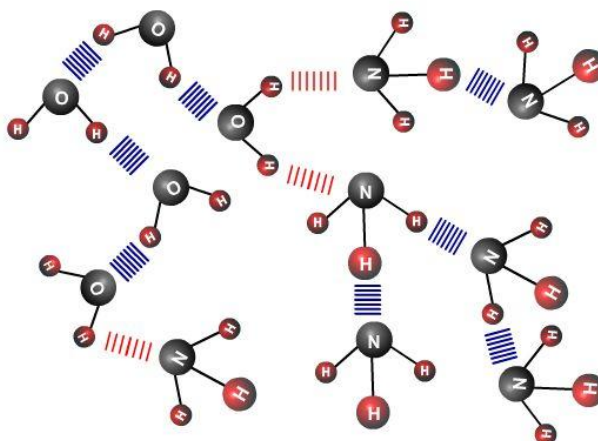


ETAPA 4



5.2. Puentes de hidrógeno

El enlace de hidrógeno (o puente de hidrógeno) es un tipo de fuerzas dipolo-dipolo que se da solo entre un átomo de hidrógeno de una molécula y un átomo de pequeño tamaño y muy electronegativo, como F, O y N.



En azul los puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua o amoníaco, en rojo los puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua y amoníaco.

Estas interacciones intermoleculares son débiles pero más fuertes que las interacciones dipolo-dipolo normales. Esto implica que las sustancias que tienen enlaces de hidrógeno, tienen puntos de fusión y ebullición más elevados. Por esta razón, el agua a temperatura ambiente es un líquido y no un gas como el H_2S .



6. Evaluación

6.1. Cuestiones

6.1.1. Relaciona cada propiedad con su enlace

Actividad de emparejamiento entre propiedades y tipos de enlace. Las propiedades se encuentran en tarjetas verdes a la izquierda y los tipos de enlace en tarjetas verdes a la derecha.

Efecto fotoeléctrico	Iónico
Volátiles	Covalente
Duros	Metálico
Altos puntos de fusión y ebullición	
Ductilidad	
No conducen la electricidad	

6.1.2. En dos palabras

Actividad de emparejamiento entre descripciones de enlace y tipos de enlace. Las descripciones se encuentran en tarjetas verdes a la izquierda y los tipos de enlace en tarjetas verdes a la derecha.

Comparte electrones	Metálico
Tranfiere electrones	Covalente
Nube electrónica	Iónico



6.1.3. Indica los orbitales correspondientes

Simple

Doble

Triple

pi

p vacios

sigma

sp

sp3

sp2

6.1.4. Indica la geometría correspondiente

AX₄

AX₃E

AX₂E₂

AX₃

AX₂

Angular

Pirámide trigonal

Tetraédrica

Lineal

Triangular plana



6.1.5. Asigna a cada molécula su geometría correspondiente

1 AX_4 $109,5^\circ$

2 AX_3E $107,3^\circ$

3 AX_2E_2 $104,5^\circ$

4 AX_3 120°

5 AX_2 180°

- ← Dihidruro de berilio
- ← Tetracloruro de carbono
- ← Tricloruro de aluminio
- ← Sulfuro de hidrógeno
- ← Amoniac

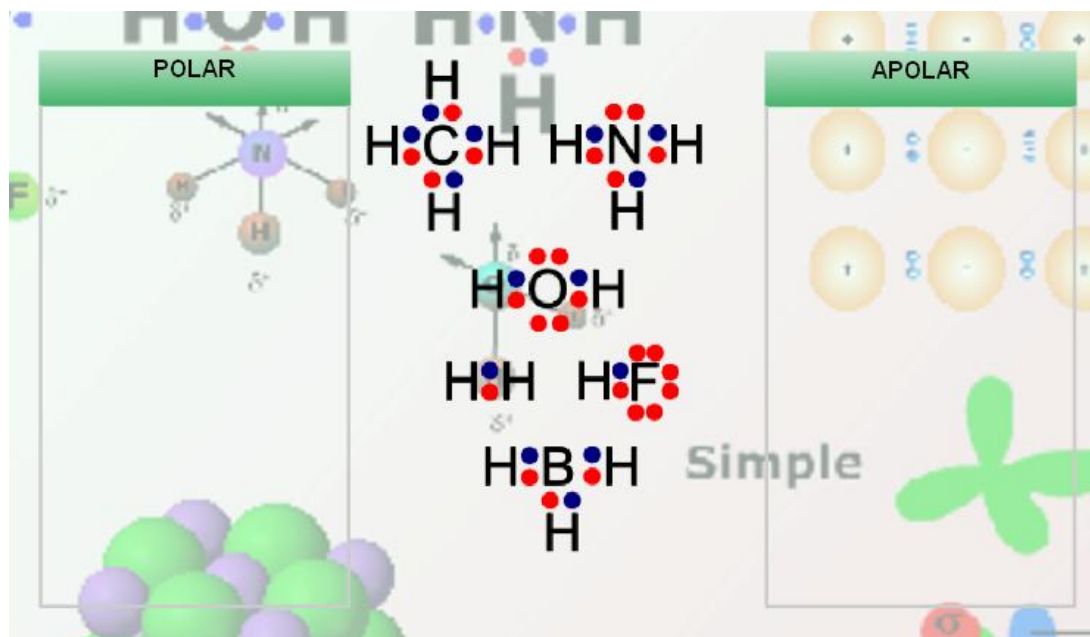
6.1.6. Indica cada etapa del ciclo de Born-Haber

$Na(s) + \frac{1}{2} Cl_2(g) \xrightarrow{1} NaCl(s)$
 $\downarrow 2$
 $Na(g) + \frac{1}{2} Cl_2(g)$
 $\downarrow 3$
 $Na^+(g) + \frac{1}{2} Cl_2(g)$
 $\downarrow 4$
 $Na^+(g) + Cl(g) \xrightarrow{5} Na^+(g) + Cl^-(g)$
 $\uparrow 6$

- ← Disociación
- ← Calor de formación
- ← Energía reticular
- ← Sublimación
- ← Ionización
- ← Afinidad



6.1.7. Clasifica las moléculas según su polaridad



6.1.8. Completa el siguiente texto

Se denomina al número de electrones que se intercambian por cada elemento en un enlace iónico.

Se llama índice de al número de iones de un signo que rodean a otro de signo siempre a la misma distancia.

La energía se define como la energía que se desprende al formarse un mol de un cristal iónico a partir de sus iones en estado gaseoso.

La es el número de enlaces covalentes que puede formar un elemento y depende del número de electrones que es capaz de desaparecer.

Las estructuras canónicas de resonancia son cada una de las estructuras de que representan a una molécula o a un ion poliatómico y que solo se una de la otra en la de los electrones.

Lewis distribución reticular contrario electrovalencia diferencia coordinación covalencia



6.1.9. Identifica las siguientes sustancias

<p> AISLANTES </p>	<p> CONDUCTORES </p>	<p> SEMICONDUCTORES </p>

6.1.10. Identifica que tipo de fuerzas intermoleculares se producen

<p> FUERZAS DE DISPERSIÓN </p>	<p> DIPOLO-DIPOLO INDUCIDO </p>	<p> DIPOLO-DIPOLO </p>



6.1.11. Responde las preguntas de este cuestionario. Si tu resultado es superior al 80% sigue adelante, si no deberías repasar lo estudiado.



Fuente imagen: Wikipedia-libre.

1. Indique si es verdadera o falsa la siguiente frase y explique las razones en las que se basa. **"Para fundir hielo han de romperse enlaces covalentes."**

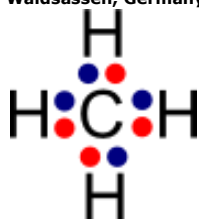
- Verdadero
- Falso



Fuente imagen: Wikipedia-Walter J. Pilsak, Waldsassen, Germany.

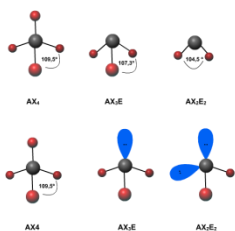
2. Indique si es verdadera o falsa la siguiente frase y explique las razones en las que se basa. **"Para evaporar agua hay que romper enlaces de hidrógeno"**

- Verdadero
- Falso



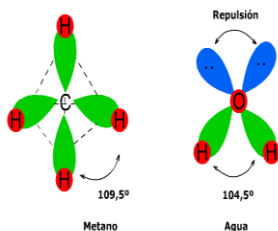
3. Para las especies químicas: yodo, metano, cloruro de potasio, cloruro de hidrógeno, mercurio y amoníaco, indique de forma razonada las que poseen enlace covalente.

- Yodo, metano, cloruro de hidrógeno y mercurio.
- Yodo, metano, cloruro de potasio y amoníaco
- Yodo, metano, cloruro de hidrógeno y amoníaco



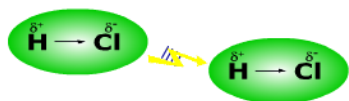
4. Dadas las especies químicas tetracloruro de carbono y amoníaco: Indique la geometría de las moléculas, utilizando para ello el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.

- Tetraédrica y pirámide trigonal
- Triangular y pirámide trigonal
- Tetraédrica y triangular plana



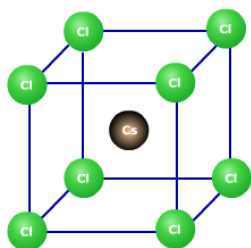
5. Dadas las especies químicas tetracloruro de carbono y amoníaco. Indique la hibridación del átomo central.

- sp^3 y sp^2
- sp^2 en ambos casos
- sp^3 en ambos casos



6. Dadas las especies químicas tetracloruro de carbono y amoníaco. Indique la polaridad de las mismas.

- Cl_4C apolar y NH_3 polar
- Cl_4C polar y NH_3 apolar
- Las dos son polares
- Las dos son apolares



7. Indique el tipo de enlace que predomina (iónico, covalente o metálico) en las siguientes especies químicas: cobre, tricloruro de boro, agua, fluoruro de cesio y difluoruro de berilio.

- Metálico: Cu. Iónico: BeF_2 . Covalente: CsF , BCl_3 y H_2O
- Metálico: Cu. Iónico: CsF y BCl_3 . Covalente: BeF_2 y H_2O
- Metálico: Cu. Iónico: CsF y BeF_2 . Covalente: BCl_3 y H_2O

8. Dadas las energías reticulares de las siguientes sustancias. Indique como varía la dureza y los puntos de fusión.

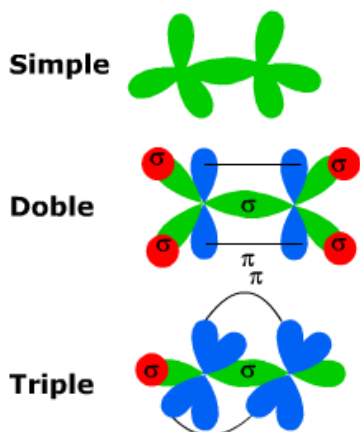
Sustancia	U (kJ/mol)
NaF	- 914
NaCl	- 770
NaBr	- 728

- $\text{NaBr} > \text{NaCl} > \text{NaF}$
- $\text{NaF} > \text{NaCl} > \text{NaBr}$

Sustancia	U (kJ/mol)
NaF	- 914
NaCl	- 770
NaBr	- 728

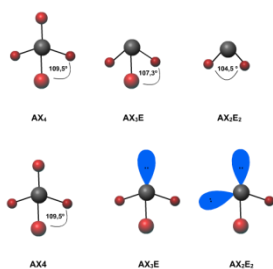
9. Dadas las energías reticulares de las siguientes sustancias. Indique como varía su solubilidad.

- $\text{NaBr} > \text{NaCl} > \text{NaF}$
- $\text{NaF} > \text{NaCl} > \text{NaBr}$



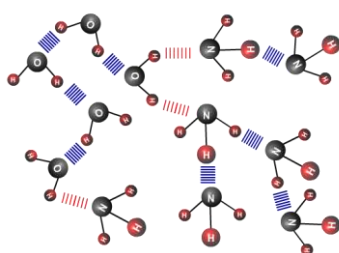
10. Indique el tipo de hibridación que presenta cada uno de los átomos de carbono en la siguientes molécula $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_3$

- $\text{C}\equiv\text{C}$ y C-CH_3 sp^3 . Entre el carbono y los hidrógenos sp^3 .
- $\text{C}\equiv\text{C}$ y C-CH_3 sp . Entre el carbono y los hidrógenos sp^3 .
- $\text{C}\equiv\text{C}$ y C-CH_3 sp^2 . Entre el carbono y los hidrógenos sp^3 .



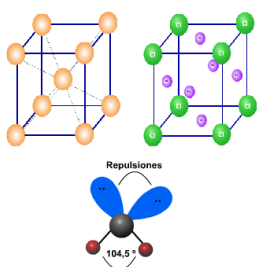
11. A partir de los átomos A y B cuyas configuraciones electrónicas son, respectivamente, $1s^2 2s^2 2p^2$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Prediga la geometría que podrán tener las posibles moléculas AB, AB₂, AB₄.

- AB lineal, AB₂ angular y AB₄ tetraédrica
- AB no existe, AB₂ angular y AB₄ tetraédrica
- AB y AB₂ no existen y AB₄ tetraédrica



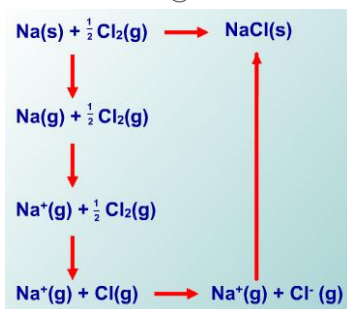
12. Razone si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: "El punto de ebullición del butano es menor que el de 1-butanol".

- Verdadero
- Falso



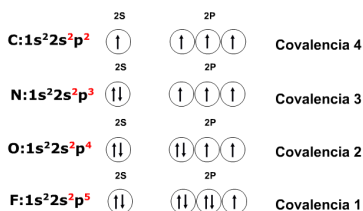
13. Dados los siguientes compuestos: CaF₂, CO₂, H₂O. Ordénelos de menor a mayor punto de ebullición. Justifique las respuestas

- H₂O < CaF₂ < CO₂
- CO₂ < H₂O < CaF₂
- CaF₂ < H₂O < CO₂



14. Calcule la energía reticular del cloruro de sodio con los siguientes datos. Entalpía de formación (NaCl) = - 411 kJ/mol. Energía de sublimación del sodio = + 108 kJ/mol. Potencial de ionización del sodio = + 495 kJ/mol. Energía de disociación del cloro = + 242 kJ/mol. Afinidad electrónica del cloro = - 394 kJ/mol.

- +295 kJ/mol
- -321 kJ/mol
- -741 kJ/mol



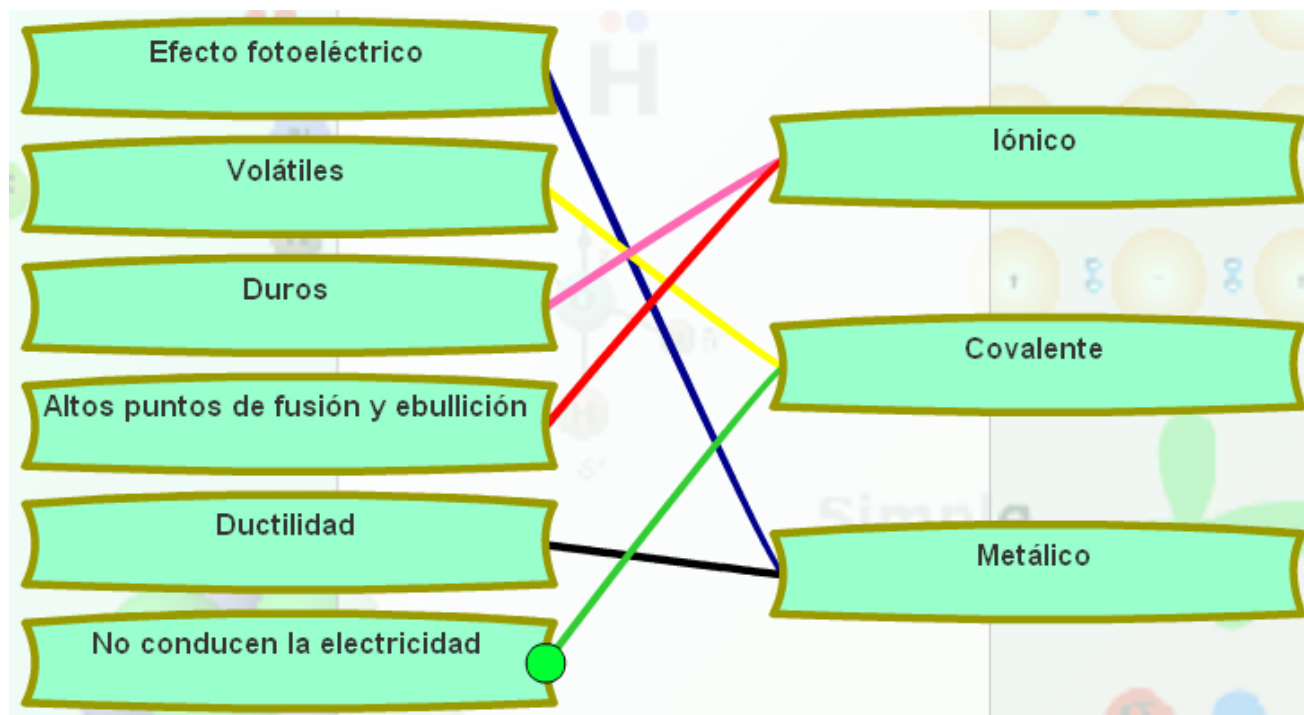
15. Prediga la geometría de las siguientes moléculas: NF₃ y NF₅.

- Trigonal plana y pentagonal
- Pirámide triangular y no existe
- Pirámide trigonal y pentagonal



6.2. Soluciones

6.2.1. Relaciona cada propiedad con su enlace

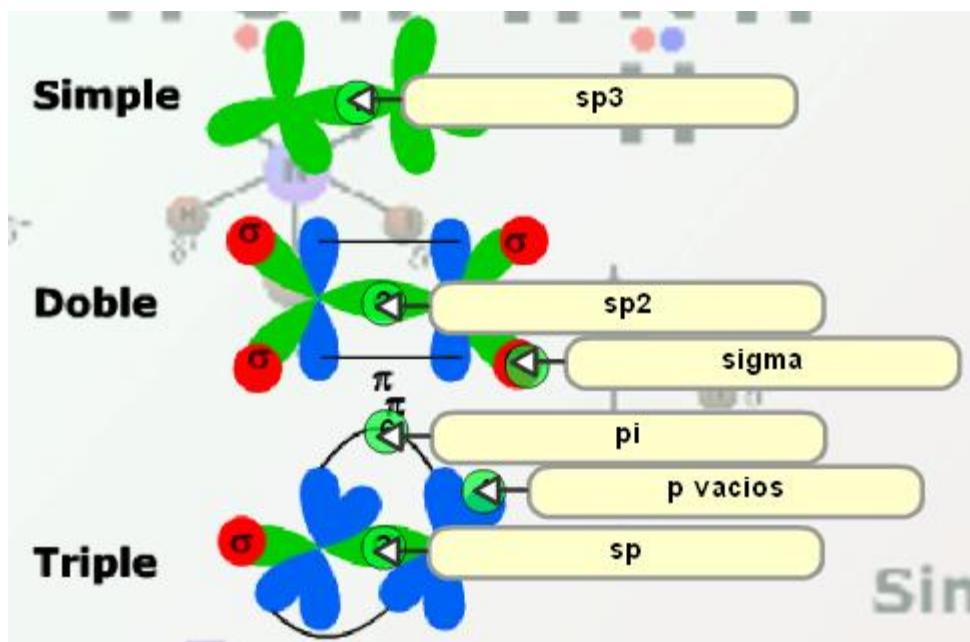


6.2.2. En dos palabras

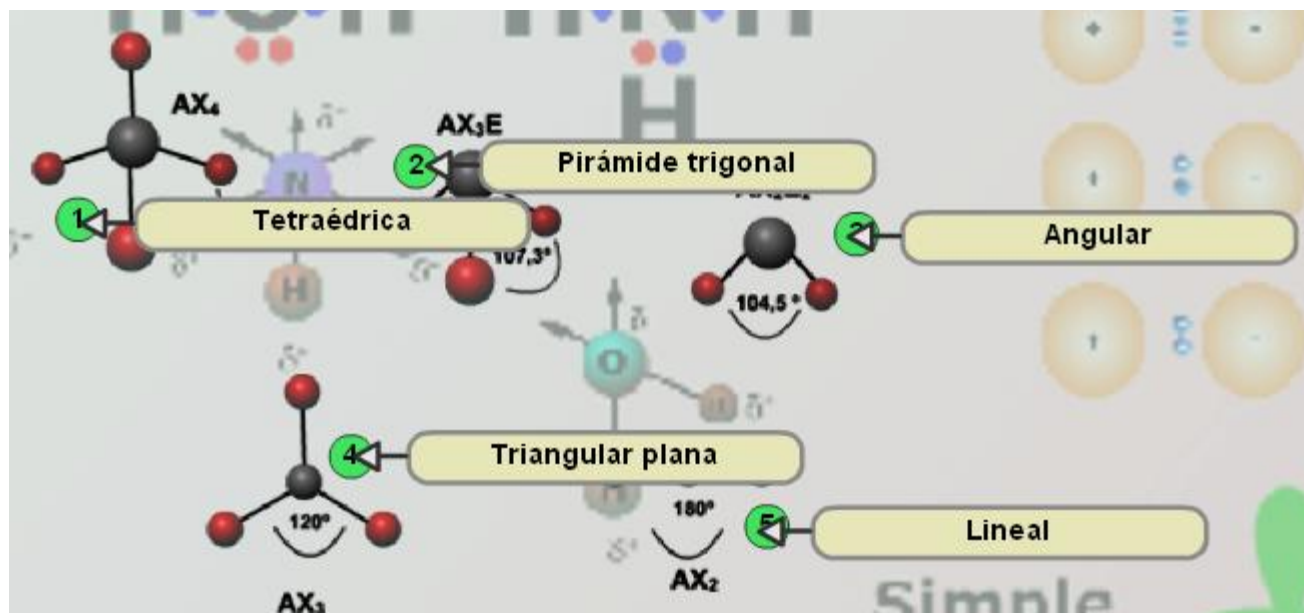




6.2.3. Indica los orbitales correspondientes

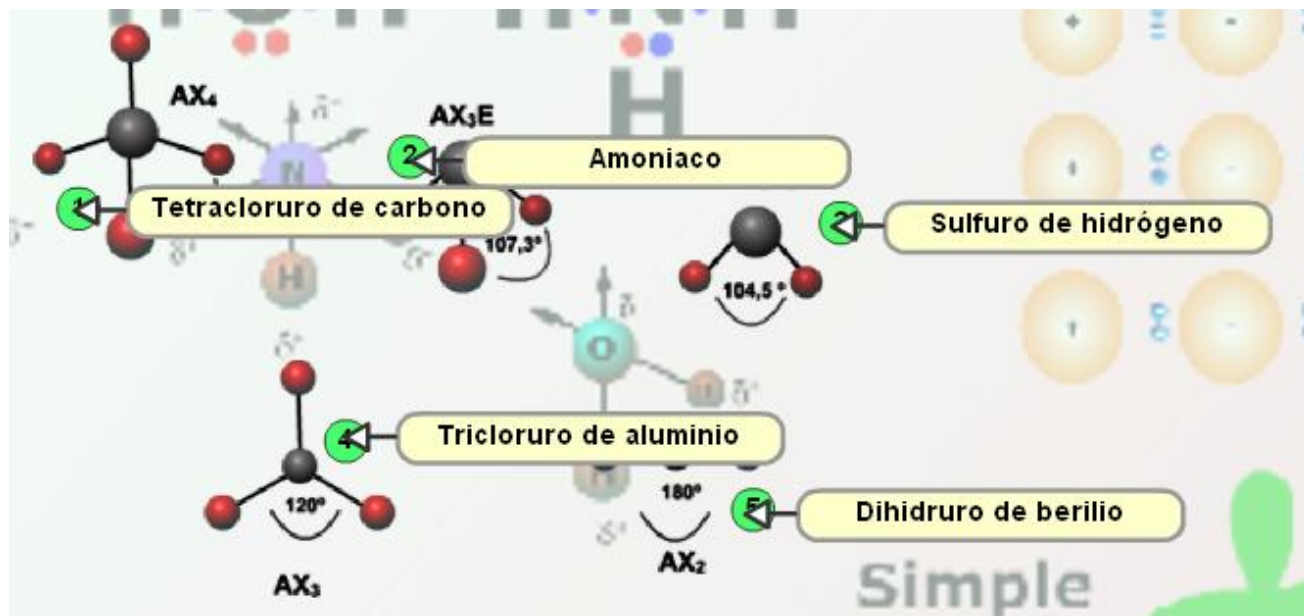


6.2.4. Indica la geometría correspondiente

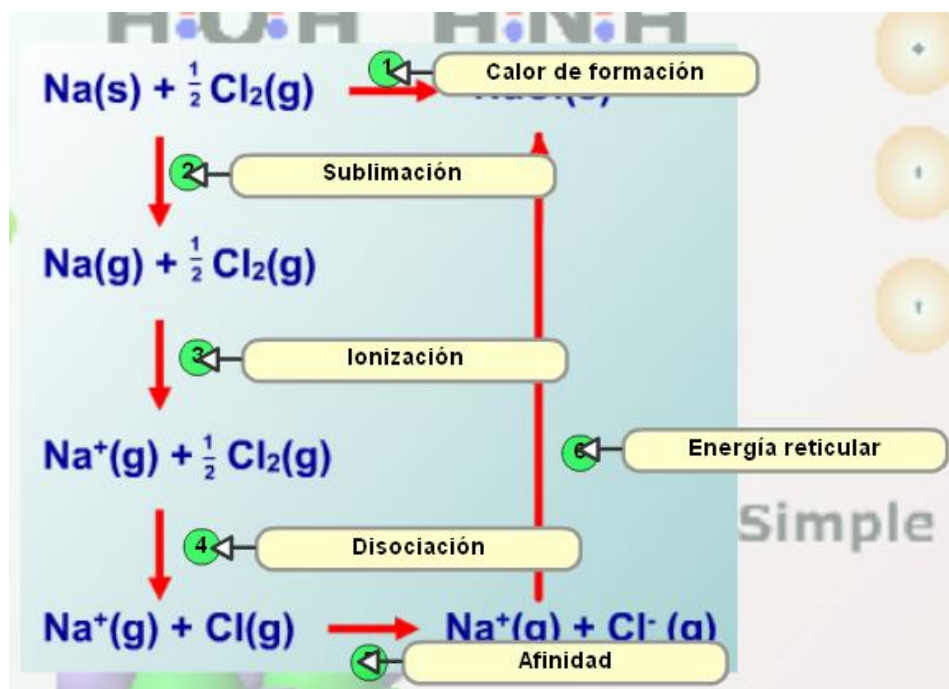




6.2.5. Asigna a cada molécula su geometría correspondiente

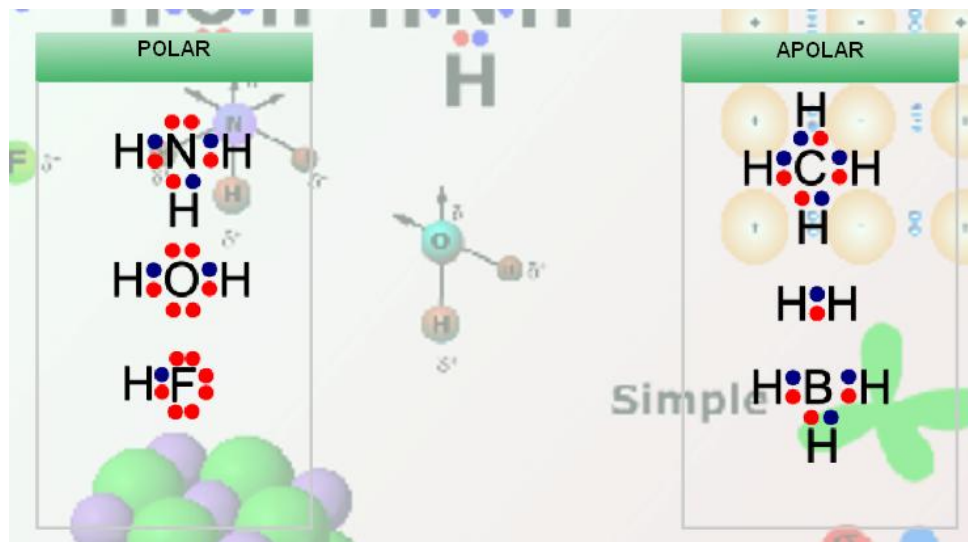


6.2.6. Indica cada etapa del ciclo de Born-Haber





6.2.7. Clasifica las moléculas según su polaridad



6.2.8. Completa el siguiente texto

Se denomina **electrovalencia** al número de electrones que se intercambian por cada elemento en un enlace iónico.

Se llama índice de **coordinación** al número de iones de un signo que rodean a otro de signo **contrario** siempre a la misma distancia.

La energía **reticular** se define como la energía que se desprende al formarse un mol de un cristal iónico a partir de sus iones en estado gaseoso.

La **covalencia** es el número de enlaces covalentes que puede formar un elemento y depende del número de electrones que es capaz de desaparecer.

Las estructuras canónicas de resonancia son cada una de las estructuras de **Lewis** que representan a una molécula o a un ion poliatómico y que solo se **diferencia** una de la otra en la **distribución** de los electrones.



6.2.9. Identifica las siguientes sustancias

AISLANTES	SEMICONDUCTORES	CONDUCTORES

6.2.10. Identifica que tipo de fuerzas intermoleculares se producen

DIPOLO-DIPOLO INDUCIDO	FUERZAS DE DISPERSIÓN	DIPOLO-DIPOLO



6.2.11. Responde las preguntas de este cuestionario. Si tu resultado es superior al 80% sigue adelante, si no deberías repasar lo estudiado. **Las soluciones en rojo.**



Fuente imagen: Wikipedia-libre.

1. Indique si es verdadera o falsa la siguiente frase y explique las razones en las que se basa. **"Para fundir hielo han de romperse enlaces covalentes."**

- Verdadero
- **Falso**

En los cambios de estado solo se rompen enlaces intermoleculares. Los enlaces covalentes se rompen cuando disociamos la molécula de agua en sus átomos.

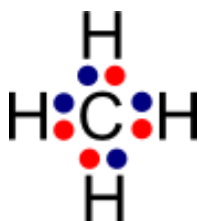


Fuente imagen: Wikipedia-Walter J. Pilsak, Waldsassen, Germany.

2. Indique si es verdadera o falsa la siguiente frase y explique las razones en las que se basa. **"Para evaporar agua hay que romper enlaces de hidrógeno"**

- **Verdadero**
- Falso

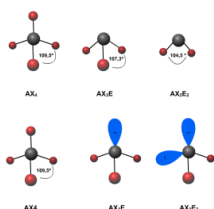
Las fuerzas que mantienen al agua en estado líquido son los puentes de hidrógeno. Cuando calentamos, estos empiezan a romperse y el agua se evapora



3. Para las especies químicas: yodo, metano, cloruro de potasio, cloruro de hidrógeno, mercurio y amoníaco, indique de forma razonada las que poseen enlace covalente

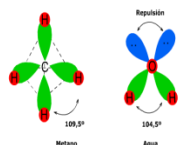
- Yodo, metano, cloruro de hidrógeno y mercurio.
- Yodo, metano, cloruro de potasio y amoníaco
- **Yodo, metano, cloruro de hidrógeno y amoníaco**

El mercurio es un metal y el cloruro de potasio es una sustancia iónica.



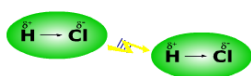
4. Dadas las especies químicas tetracloruro de carbono y amoníaco: Indique la geometría de las moléculas, utilizando para ello el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.

- **Tetraédrica y pirámide trigonal**
- Triangular y pirámide trigonal
- Tetraédrica y triangular plana



5. Dadas las especies químicas tetracloruro de carbono y amoníaco. Indique la hibridación del átomo central.

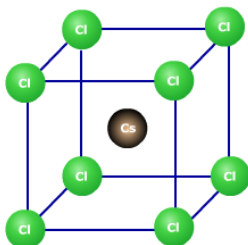
- sp^3 y sp^2
- sp^2 en ambos casos
- **sp^3 en ambos casos**



6. Dadas las especies químicas tetracloruro de carbono y amoníaco. Indique la polaridad de las mismas.

- Cl_4C polar y NH_3 apolar
- **Cl_4C apolar y NH_3 polar**
- Las dos son polares
- Las dos son apolares

El enlace C-Cl está polarizado, pero por la geometría, la suma de todos los dipolos da cero, por lo que la molécula es apolar. Los enlaces N-H, en el amoníaco, están polarizados y no se anulan por lo que será una molécula polar.



7. Indique el tipo de enlace que predomina (iónico, covalente o metálico) en las siguientes especies químicas: cobre, tricloruro de boro, agua, fluoruro de cesio y difluoruro de berilio.

- Metálico: Cu. Iónico: BeF_2 . Covalente: CsF , BCl_3 y H_2O
- Metálico: Cu. Iónico: CsF y BCl_3 . Covalente: BeF_2 y H_2O
- **Metálico: Cu. Iónico: CsF y BeF_2 . Covalente: BCl_3 y H_2O**

8. Dadas las energías reticulares de las siguientes sustancias. Indique como varía la dureza y los puntos de fusión.

Sustancia	U
NaF	- 914
NaCl	- 770
NaBr	- 728

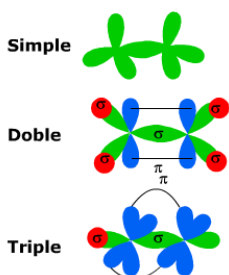
- $\text{NaBr} > \text{NaCl} > \text{NaF}$
- **$\text{NaF} > \text{NaCl} > \text{NaBr}$**

A mayor energía reticular mayores puntos de fusión y dureza.

9. Dadas las energías reticulares de las siguientes sustancias. Indique como varía su solubilidad.

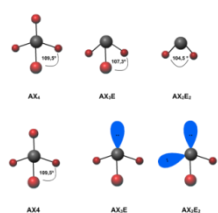
- **$\text{NaBr} > \text{NaCl} > \text{NaF}$**
- $\text{NaF} > \text{NaCl} > \text{NaBr}$

A mayor energía reticular menor solubilidad.



10. Indique el tipo de hibridación que presenta cada uno de los átomos de carbono en la siguientes molécula $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_3$

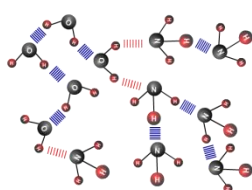
- $\text{C}\equiv\text{C}$ y C-CH_3 sp^3 . Entre el carbono y los hidrógenos sp^3 .
- **$\text{C}\equiv\text{C}$ y C-CH_3 sp . Entre el carbono y los hidrógenos sp^3 .**
- $\text{C}\equiv\text{C}$ y C-CH_3 sp^2 . Entre el carbono y los hidrógenos sp^3 .



11. A partir de los átomos A y B cuyas configuraciones electrónicas son, respectivamente, $1s^2 2s^2 2p^2$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Prediga la geometría que podrán tener las posibles moléculas AB, AB₂, AB₄.

- AB lineal, AB₂ angular y AB₄ tetraédrica
- AB no existe, AB₂ angular y AB₄ tetraédrica
- **AB y AB₂ no existen y AB₄ tetraédrica**

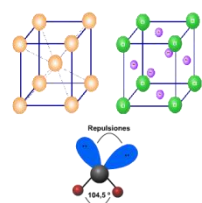
Sólo podrá existir la molécula AB₄, ya que de esta manera A comparte un par de electrones con cada átomo B y todos los átomos adquieren la configuración de gas noble. Los otros dos compuestos no pueden existir ya que no llegarían a completar la citada configuración de gas noble



12. Razone si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: "El punto de ebullición del butano es menor que el de 1-butanol".

- **Verdadero**
- Falso

El 1-butanol posee enlaces de hidrógeno entre los hidrógenos del grupo alcohólico de una molécula con el oxígeno del grupo alcohólico de otra molécula y el butano sólo posee entre las moléculas enlaces intermoleculares de Van der Waals que son más débiles.

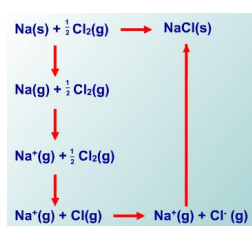


13. Dados los siguientes compuestos: CaF₂, CO₂, H₂O. Ordénelos de menor a mayor punto de ebullición. Justifique las respuestas

- H₂O < CaF₂ < CO₂
- **CO₂ < H₂O < CaF₂**
- CaF₂ < H₂O < CO₂

El de mayor punto de fusión es el que posee enlace iónico, ya que en la fusión se rompe ese enlace, en los covalentes solamente se rompen los enlaces intermoleculares y el enlace intermolecular más fuerte se da en el agua que tiene enlaces de hidrógeno

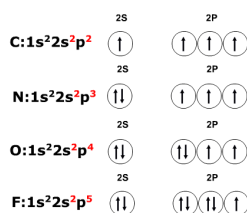
14. Calcule la energía reticular del cloruro de sodio con los siguientes datos. Entalpía de formación (NaCl) = - 411 kJ/mol. Energía de sublimación del sodio = + 108 kJ/mol. Potencial de ionización del sodio = + 495 kJ/mol. Energía de disociación del cloro = + 242 kJ/mol. Afinidad electrónica del cloro = - 394 kJ/mol.



- +295 kJ/mol
- -321 kJ/mol
- **-741 kJ/mol**

$$U = -411 - [108 + 495 + \frac{1}{2}(242) + (-394)] = -741 \text{ kJ/mol}$$

15. Prediga la geometría de las siguientes moléculas: NF₃ y NF₅.



- Trigonal plana y pentagonal
- **Pirámide triangular y no existe**
- Pirámide trigonal y pentagonal

Pirámide triangular y no existe. NF₅ no existe ya que el nitrógeno solo tiene covalencia 3

