



QUÍMICA

2º Bachillerato

Tema 3: Enlace químico

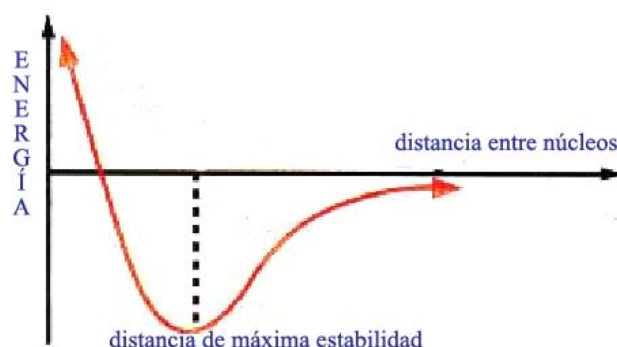
TEMA 3 .EL ENLACE QUÍMICO

CONTENIDOS

- 1.- ¿Por qué se unen los átomos? Tipos de enlace.
- 2.- Enlace iónico.
 - 2.1. Energía reticular.
 - 2.2. Ciclo de Born-Haber.
 - 2.3. Estructura cristalina de los compuestos iónicos.
- 3.- Propiedades de los compuestos iónicos.
- 4.- El enlace covalente.
 - 4.1. Teoría de Lewis. Representación de Lewis usando la regla del octeto (repaso).
 - 4.2. Resonancia.
 - 4.3. Modelo de repulsión de pares de electrones. Geometría.
 - 4.4. Polaridad en moléculas covalentes. Momento dipolar.
- 5.- Teoría del enlace de valencia.
- 6.- Hibridación.
 - 6.1. Hibridación sp^3 .
 - 6.2. Hibridación sp^2 .
 - 6.3. Hibridación sp .
 - 6.4. Enlaces múltiples (dobles y triples).
- 7.- Teoría de orbitales moleculares (σ).
- 8.- Propiedades de los compuestos covalentes.
- 9.- Enlaces intermoleculares.
 - 9.1. Fuerzas de Van der Waals.
 - 9.2. Enlace de hidrógeno.
- 10.- Enlace metálico.
 - 10.1. Modelo de deslocalización electrónica (repaso).
 - 10.2. Teoría de bandas.
- 11.- Propiedades de los metales.

¿POR QUÉ SE UNEN LOS ÁTOMOS?

Los átomos, moléculas e iones se unen entre sí porque al hacerlo se llega a una situación de mínima energía, lo que equivale a decir de máxima estabilidad. Son los electrones más externos, los también llamados electrones de valencia los responsables de esta unión, al igual que de la estequiometría y geometría de las sustancias químicas.



TIPOS DE ENLACES

- Iónico (entre iones, entre un metal y un no-metal).
- Covalente (entre átomos de una misma molécula, entre dos no-metales).
- Intermoleculares:
 - ✓ Fuerzas de Van der Waals

- ✓ Enlaces de hidrógeno.
- Metálico (entre cationes metálicos unidos por e^-).

ENLACE IÓNICO

Se da entre un metal que pierde uno o varios electrones y un no-metal que los captura, resultando iones positivos y negativos que se mantienen unidos por atracciones electrostáticas, formando los iones una red cristalina que se repite en las tres direcciones del espacio, no formándose moléculas con un número limitado de iones, por lo que las fórmulas de los compuestos iónicos son empíricas, es decir, sólo dan idea de la proporción de átomos existentes en la red cristalina.

Las reacciones de pérdida o ganancia de e^- se llaman **reacciones de ionización**.

Ejemplo de reacciones de ionización:

- $\text{Na} - 1e^- \rightarrow \text{Na}^+$
- $\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$

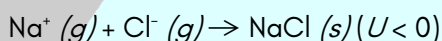
REAC. GLOBAL: $\text{O} + 2\text{Na} \rightarrow \text{O}^{2-} + 2\text{Na}^+$. Y la fórmula del compuesto será: **Na_2O** .

ENERGÍA RETICULAR EN LOS COMPUESTOS IÓNICOS (U o E_r)

También llamada energía de red. **Es la energía desprendida en la formación de un mol de compuesto iónico sólido a partir de sus iones en estado gaseoso.**

Ejemplo:

En el caso de la formación de NaCl la U o E_r corresponde a la reacción:



Es bastante difícil de calcular por lo que se recurre a métodos indirectos aplicando la ley de Hess. Es lo que se conoce como ciclo de Born y Haber.

Los factores de los que depende la energía reticular son (al ser siempre negativa consideraremos siempre valores absolutos).

- **A mayor carga de los iones mayor " U ".** Así el CaO (Ca^{2+} y O^{2-}) tendrá " U " mayor que el NaCl (Na^+ y Cl^-).
- **A menor tamaño de los iones menor " U ".** Así el NaCl (Na^+ y Cl^-) tendrá " U " mayor que el KBr (K^+ y Br^-).

CICLO DE BORN Y HABER

La reacción global de formación de NaCl es:



que puede considerarse suma de las siguientes reacciones:

- $\text{Na (s)} \rightarrow \text{Na (g)}$ ($\Delta H_{\text{subl}} = +107'8 \text{ kJ}$)
- $\frac{1}{2} \text{Cl}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{Cl (g)}$ ($\frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} = +121'3 \text{ kJ}$)
- $\text{Cl (g)} \rightarrow \text{Cl}^- \text{ (g)}$ ($\Delta H_{\text{AE}} = -348'8 \text{ kJ}$)
- $\text{Na (g)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (g)}$ ($\Delta H_{\text{EI}} = +495'4 \text{ kJ}$)
- $\text{Na}^+ \text{ (g)} + \text{Cl}^- \text{ (g)} \rightarrow \text{NaCl (s)} \text{ (} U = ? \text{)}$

De donde puede deducirse que:

$$U = \Delta H_f - (\Delta H_{\text{subl}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + \Delta H_{\text{AE}} + \Delta H_{\text{EI}})$$

$$U = -411'1 \text{ kJ} - (107'8 \text{ kJ} + 121'3 \text{ kJ} - 348'8 \text{ kJ} + 495'4 \text{ kJ}) = \mathbf{-786'8 \text{ kJ}}$$

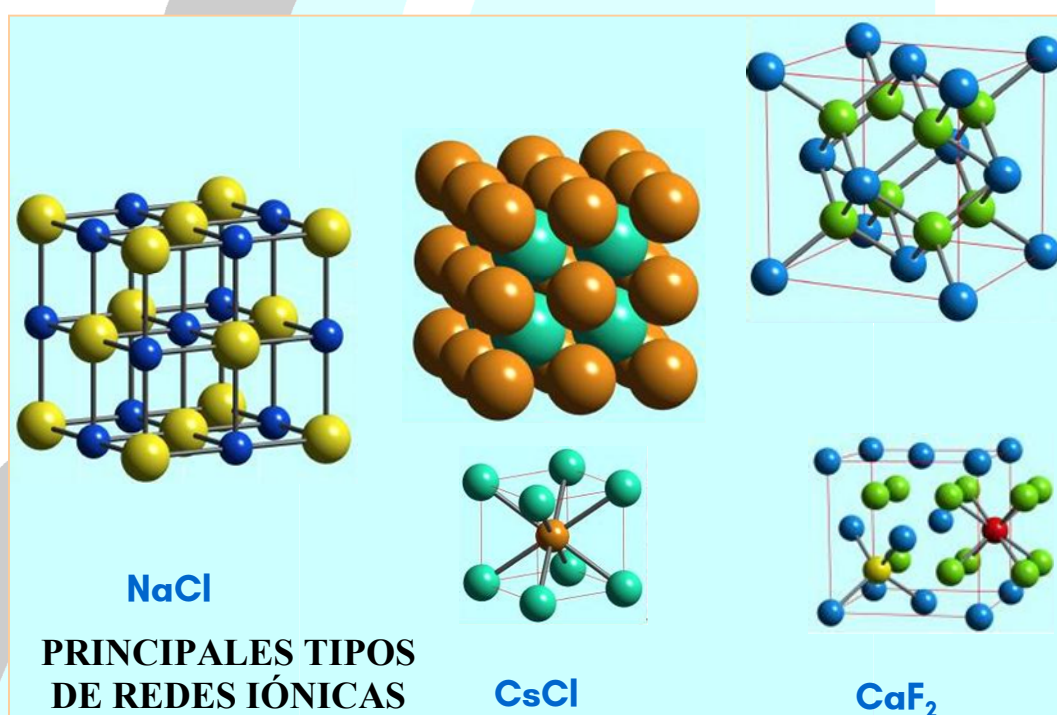
ESTRUCTURA CRISTALINA DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS.

Los iones en los compuestos iónicos se ordenan regularmente en el espacio de la manera más compacta posible. Cada ion se rodea de iones de signo contrario dando lugar a celdas o unidades que se repiten en las tres direcciones del espacio.

ÍNDICE DE COORDINACIÓN

“Es el número de iones de signo opuesto que rodean a un ion dado”. Cuanto mayor es un ion con respecto al otro mayor es su índice de coordinación.

PRINCIPALES TIPOS DE ESTRUCTURA CRISTALINA



- **NaCl** (cúbica centrada en las caras para ambos iones). Índice de coordinación para ambos iones es 6.
- **CsCl** (cúbica para ambos iones). Índice de coordinación para ambos iones = 8
- **CaF₂** (cúbica centrada en las caras para el Ca^{2+} y tetraédrica para el F^-). Índice de coordinación para el F^- = 4 y para el Ca^{2+} = 8.

FACTORES DE LOS QUE DEPENDE LA ESTRUCTURA CRISTALINA.

- El tamaño de los iones.
- La estequiometría que viene dada por la carga de los iones de forma que el cristal sea neutro.

Para calcular el nº de átomos por celda se toma una celda unidad y:

- ✓ Se divide por 8 el nº de iones de los vértices.
- ✓ Se divide por 4 el nº de iones de las aristas.
- ✓ Se divide por 2 el nº de iones centrales de las caras.

- ✓ Se suman todos y se añaden los iones del interior de la celda.

Ejemplo:

Calcular el nº de cationes y aniones que hay en las celdas de NaCl, CsCl y CaF₂

NaCl: Cl⁻: 1 ion en cada vértice ($8/8 = 1$) + 1 ion en el centro de cada cara ($6/2 = 3$).

En total, $1 + 3 = 4$.

Na⁺: 1 ion en el centro de cada arista ($12/4 = 3$) + 1 ion en el centro del cubo (1).

En total, $3 + 1 = 4$.

CsCl: Cl⁻: 1 ion en cada vértice ($8/8 = 1$). En total, 1.

Cs⁺: 1 ion en el centro del cubo (1). En total, 1.

CaF₂: Ca²⁺: 1 ion en cada vértice ($8/8 = 1$) + 1 ion en el centro cada cara ($6/2 = 3$).

En total, $1 + 3 = 4$.

F⁻: 8 iones en el interior de cada celda (8). En total, 8.

Hay por tanto el doble F⁻ que Ca²⁺ lo que explica su estequiometría.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS.

- **Puntos de fusión y ebullición elevados** (tanto más cuanto mayor energía reticular), ya que para fundirlos es necesario romper la red cristalina tan estable por la cantidad de uniones atracciones electrostáticas entre iones de distinto signo. Por ello, los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente.
- **Gran dureza** por la misma razón, ya que para rayar un cristal es necesario romper su estructura cristalina.
- **Solubilidad en disolventes polares** (tanto más cuanto menor U) puesto que dichos disolventes al presentar cargas son capaces de introducirse en la estructura cristalina y estabilizar los iones por atracción ión-dipolo. Por la misma razón, presentan insolubilidad en disolventes apolares.
- **Conductividad en estado disuelto o fundido** ya en dichos estados los iones presentan movilidad y son atraídos hacia los electrodos de signo contrario. Sin embargo, en estado sólido, al estar los iones fijos dentro de la estructura cristalina no conducen la electricidad.
- **Fragilidad**, pues al golpear ligeramente el cristal produciendo el desplazamiento de tan sólo un átomo, todas las fuerzas que eran atractivas se convierten en repulsivas al enfrentarse dos capas de iones del mismo signo.



ENLACE COVALENTE.

Dos átomos unidos mediante enlace covalente tienen menos energía que los dos átomos aislados. Al igual que en el enlace iónico la formación de un enlace covalente va acompañada de un desprendimiento de energía.

Se llama **energía de enlace** a la energía necesaria para romper 1 mol de un determinado tipo de enlace. Es siempre endotérmica (positiva) pues siempre es necesario aportar energía para romper un enlace.

Por ejemplo, para romper 1 mol de $H_2(g)$ en 2 moles de $H(g)$ se precisan 436 kJ, por lo que $E_{enlace}(H-H) = \Delta H_{dis}(H_2) = + 436 \text{ kJ}$

La distancia a la que se consigue mayor estabilidad se llama **"distancia de enlace"**.

TEORÍA DE LEWIS

Se basa en las siguientes hipótesis:

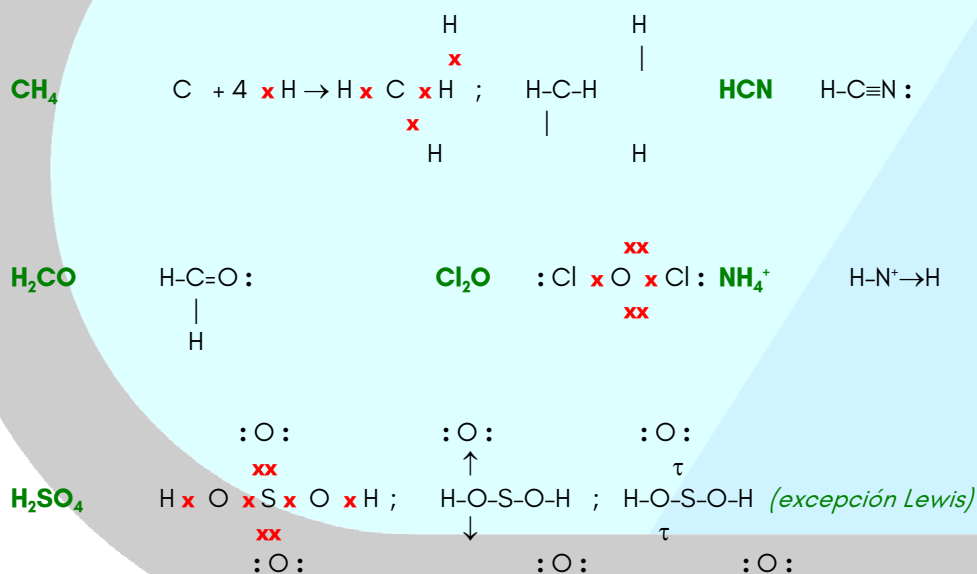
- Los átomos para conseguir 8 e^- en su última capa comparten tantos electrones como le falten para completar su capa (regla del octeto).
- Cada pareja de e^- compartidos forma un enlace.
- Se pueden formar enlaces sencillos, dobles y triples con el mismo átomo.

EXCEPCIONES A LA TEORÍA DE LEWIS

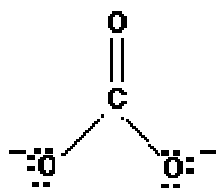
- Moléculas tipo NO y NO_2 que tienen un número impar de electrones.
- Moléculas tipo $BeCl_2$ o BF_3 con marcado carácter covalente en las cuales el átomo de Be o de B no llegan a tener 8 electrones.
- Moléculas tipo PCl_5 o SF_6 en las que el átomo central puede tener 5 o 6 enlaces (10 o 12 e^-). Sólo puede ocurrir en el caso de que el no-metal no esté en el segundo periodo, pues a partir del tercero existen orbitales "d" y puede haber más de cuatro enlaces.

Ejemplo:

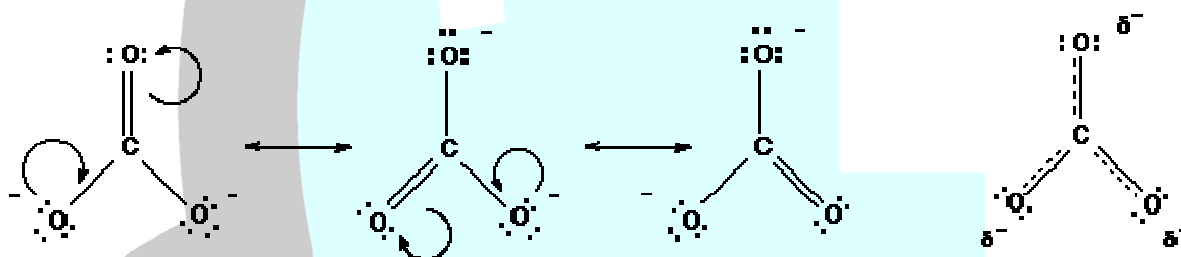
Escribir las estructuras de Lewis completas para las siguientes especies químicas: CH_4 , HCN , H_2CO , Cl_2O , NH_4^+ y H_2SO_4 .



RESONANCIA.



En muchas ocasiones, no existe una única estructura de Lewis que pueda explicar las propiedades de una molécula o ion. Por ejemplo, el ion carbonato CO_3^{2-} debería tener una estructura en la que el átomo central, el carbono en este caso, formara un doble enlace con uno de los átomos de oxígeno y sendos enlaces sencillos con los átomos de oxígeno que soportan la carga negativa tal y como se ve en dibujo de la izquierda. Sin embargo, esto conllevaría a que las distancias C-O y C=O deberían ser distintas, y tal y como se verá a continuación, los ángulos de enlace, también deberían ser distintos. Por difracción de rayos X se sabe que las distancias entre el átomo de carbono y cada átomo de oxígeno son iguales, así como los ángulos O-C-O. Para explicar tales datos, se supone que los e^- de enlace así como los pares electrónicos sin compartir, pueden desplazarse a lo largo de la molécula o ion, pudiendo formar más de una estructura de Lewis distinta. En el caso del ion CO_3^{2-} , se podrían formar tres estructuras de Lewis en las que el doble enlace se formara con cada uno de los átomos de oxígeno, siendo las tres válidas. Cada una de estas formas contribuye por igual a la estructura del ion CO_3^{2-} , siendo la verdadera estructura una mezcla de las tres.



Por tanto, los tres enlaces C-O tienen $\frac{1}{3}$ de doble enlace, por lo que la distancia es intermedia. Igualmente, los tres átomos de oxígeno participan de $\frac{2}{3}$ de carga negativa. Además de utilizar el símbolo $\longleftrightarrow$ entre las distintas formas resonantes, también se utiliza una única forma mezcla de todas, en la que aparecen el signo " -- " que indica enlace intermedio entre sencillo y doble y las fracciones de carga con " δ^- ".

Ejercicio A:

Escribir las distintas formas resonantes del ácido nítrico. 

MODELO DE REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS Y GEOMETRÍA MOLECULAR.

Los enlaces covalentes tienen una dirección determinada y las distancias de enlace y los ángulos entre los mismos pueden medirse aplicando técnicas de difracción de rayos X. La geometría viene dada por la repulsión de los pares de e^- del átomo central teniendo en cuenta que **las parejas de e^- se sitúan lo más alejadas posibles.**

Según el número y tipo de enlace, así como del número de pares de e^- sin compartir podemos clasificar las moléculas en los siguientes grupos:

- El átomo central sólo tiene pares de e^- de enlace sencillo.

- El átomo central tiene dos dobles enlaces o uno sencillo y uno triple.
- El átomo central tiene pares de e^- sin compartir.
- El átomo central tiene un enlace doble.

EL ÁTOMO CENTRAL SÓLO TIENE PARES DE e^- DE ENLACE SENCILLO.

Según el número de enlaces, éstos se sitúan lo más alejados posibles para evitar lo que se pueda la repulsión entre dichas nubes electrónicas.

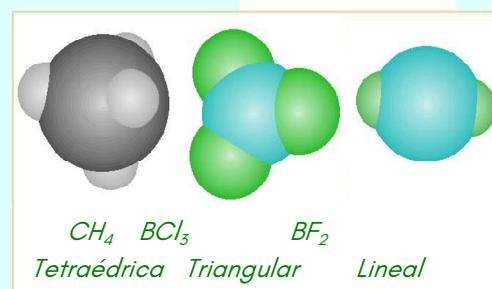
Así, si existen dos enlaces con dos átomos, éstos se dirigirán en sentidos contrarios formando quedando los tres átomos alineados, es decir, formando un ángulo de 180° . En el caso de tres enlaces, la manera más alejada de situarse es formando ángulos de 120° estando todos los átomos en el mismo plano. Con cuatro enlaces, éstos se dirigirán hacia los vértices de un tetraedro.

Ejemplos:

BeF₂: El Be tiene 2 pares de $e^- \rightarrow$ Ang. enl. = 180° .

BCl₃: El B tiene 3 pares de $e^- \rightarrow$ Ang. enl. = 120° .

CH₄: El C tiene 4 pares de $e^- \rightarrow$ Ang. enl. = $109,4^\circ$.



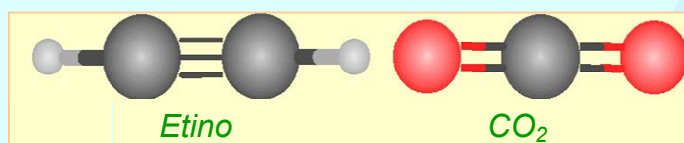
EL ÁTOMO CENTRAL TIENE DOS DOBLES ENLACES O UNO SENCILLO Y UNO TRIPLE.

Como se une únicamente a dos elementos la geometría es lineal, es decir, el ángulo que forma el átomo central con los dos átomos a los que está unido es de 180° .

Ejemplos:

C₂H₂: Etino (acetileno). Cada C forma un triple enlace y uno sencillo.

CO₂: El carbono forma dos dobles enlaces.



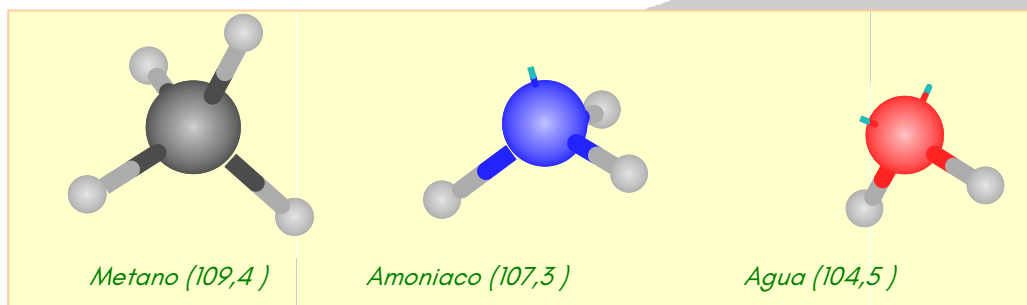
EL ÁTOMO CENTRAL TIENE PARES DE e^- SIN COMPARTIR.

La repulsión de éstos pares de e^- sin compartir es mayor que entre pares de e^- de enlace.

Ejemplos:

NH₃: El N tiene 3 pares de e^- compartidos y 1 sin compartir Ang. enl. = $107'3^\circ < 109'4^\circ$

H₂O: El O tiene 2 pares de e^- compartidos y 2 sin compartir Ang. enl. = $104'5^\circ < 109'4^\circ$

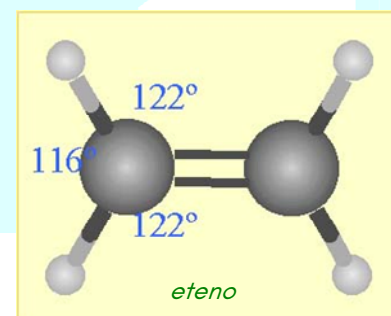


EL ÁTOMO CENTRAL TIENE UN ENLACE DOBLE.

La repulsión debida a 2 pares electrónicos compartidos es mayor que la de uno.

CH₂=CH₂ (eteno): Cada átomo de carbono tiene 2 pares de e⁻ compartidos con el otro carbono y 2 pares de e⁻ compartidos con sendos átomos de hidrógeno, de manera que:

- Ang. enl. H-C=C: 122° > 120° (triangular)
- Ang. enl. H-C-H: 116° < 120° (triangular)



Ejercicio B (*Selectividad. Madrid Junio 1997*).

Explique: **a)** Si las estructuras de Lewis justifican la forma geométrica de las moléculas o si ésta se debe determinar experimentalmente para poder proponer la representación correcta. **b)** Si cada molécula se representa en todos los casos por una única fórmula estructural. **c)** Representar las estructuras de Lewis de las siguientes especies: H₂O y NO₃⁻. **d)** ¿Justifican las representaciones de las moléculas anteriores la estabilidad de las mismas? ☒

POLARIDAD EN MOLÉCULAS COVALENTES. MOMENTO DIPOLAR.

Las moléculas que tienen enlaces covalentes polares tienen átomos cargados positivamente y otros negativamente.

Cada enlace tiene un momento dipolar " $\vec{\mu}$ " (magnitud vectorial que depende la diferencia de " χ " entre los átomos cuya dirección es la línea que une ambos átomos y cuyo sentido va del menos electronegativo al más electronegativo).

Dependiendo de cómo sea " $\sum \vec{\mu}$ " de los enlaces que forman una molécula, éstas se clasifican en:

MOLÉCULAS POLARES.

Tienen " $\sum \vec{\mu}$ " **no nulo**. Y esto puede ser debido a:

- Moléculas con un sólo enlace covalente polar.
- Moléculas angulares, piramidales...

Ejemplos: HCl, ClF.

Ejemplos: H₂O, NH₃.

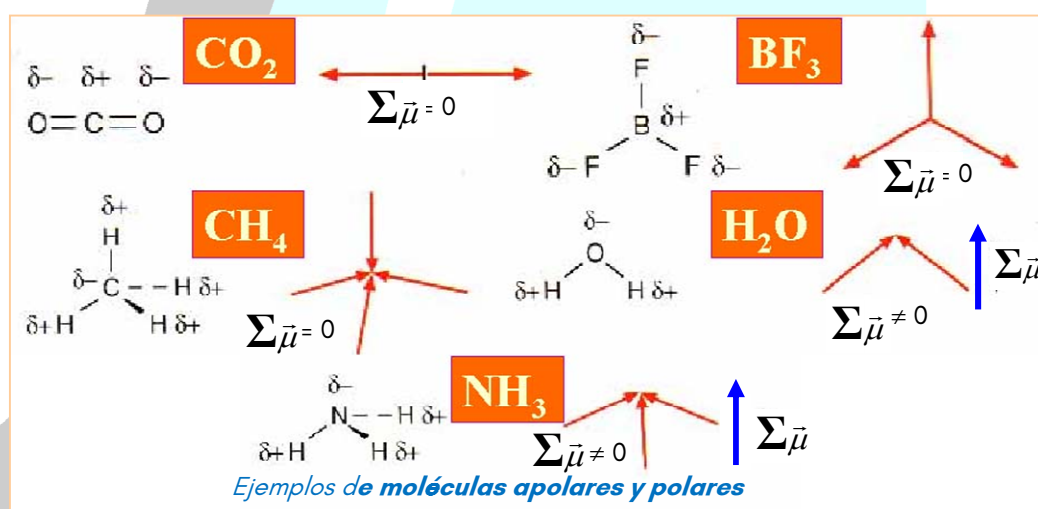
MOLÉCULAS APOLARES.

Tienen " $\sum \vec{\mu}$ " **nulo**: Y esto puede ser debido a:

- Moléculas con enlaces apolares.
- Moléculas con enlaces polares pero con " $\sum \vec{\mu}$ " = 0.

Ejemplos: H₂, Cl₂.

Ejemplos: CH₄, CO₂.



Ejemplo (Selectividad. Madrid Junio 1997).

a) Ordene según la polaridad creciente, basándose en los valores de electronegatividades de la tabla adjunta, los enlaces siguientes: H-F, H-O, H-N, H-C, C-O y C-Cl. **b)** la polaridad de la molécula de CH₄ ¿será igual o distinta de la de CCl₄?

Elemento	F	O	Cl	N	C	S	H
Electronegativ.	4,0	3,5	3,0	3,0	2,5	2,5	2,1

a) H-C < C-Cl < H-N < C-O < H-O < H-F

b) El CH₄ es globalmente apolar ($\mu = 0$) pues la suma vectorial de los dipolos de cada enlace (dirigidos hacia el centro) se anula debido a su geometría tetraédrica. El CCl₄ es igualmente apolar por la misma razón; sin embargo los dipolos de los enlaces están en esta ocasión dirigidos hacia fuera.

Ejercicio C (Selectividad. Madrid Septiembre 1997).

Cuatro elementos diferentes A, B, C y D tienen número atómico 6, 9, 13 y 19 respectivamente. Se desea saber: **a)** El número de electrones de valencia de cada uno de ellos. **b)** Su clasificación en metales y no metales. **c)** La fórmula de los compuestos que B puede formar con los demás ordenándolos del más iónico al más covalente. ☒

TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA (E.V.)

Se basa en la suposición de que los enlaces covalentes se producen por solapamiento de los orbitales atómicos de distintos átomos y emparejamiento de los e^- con spins contrarios de orbitales semiocupados formando un único orbital molecular.

Así, 2 átomos de H ($1s^1$) tienen cada uno 1 e^- desapareado en un orbital "s" y formarían un orbital molecular en donde alojarían los 2 e^- .

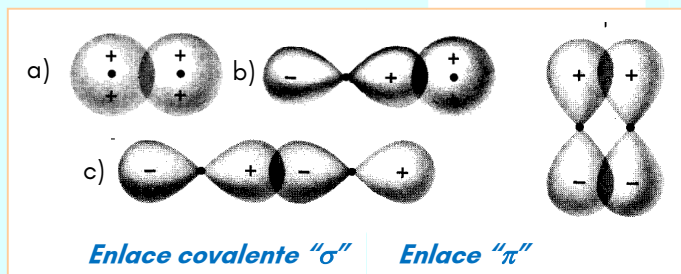
Se llama "covalencia" al nº de e^- desapareados y por tanto al nº de enlaces que un átomo forma.

ENLACE COVALENTE SIMPLE.

Se produce un único solapamiento de orbitales atómicos. Es frontal y se llama " σ " (sigma).

Puede ser:

- **a)** Entre dos orbitales "s"
- **b)** Entre un orbital "s" y uno "p"
- **c)** Entre dos orbitales "p".



ENLACE COVALENTE MÚLTIPLE.

Se producen dos o tres solapamientos de orbitales atómicos entre dos átomos. Siempre hay un enlace frontal " σ " (sólo 1); si en enlace es doble, el segundo solapamiento es lateral " π " (pi); si el enlace es triple, existe un solapamiento " σ " y dos " π ". Los enlaces " π " más conocidos se producen a partir de orbitales atómicos "p".

HIBRIDACIÓN DE ORBITALES ATÓMICOS.

Para explicar la **geometría de la moléculas** (ángulos y distancia) y la covalencia de ciertos átomos se formuló la "teoría de la hibridación", que se basa en que los orbitales atómicos de distinto tipo de un mismo átomo pueden combinarse entre sí para formar orbitales híbridos de igual energía entre sí, que se sitúan en el espacio de manera que la repulsión sea mínima, cuando los átomos van a formar un enlace.

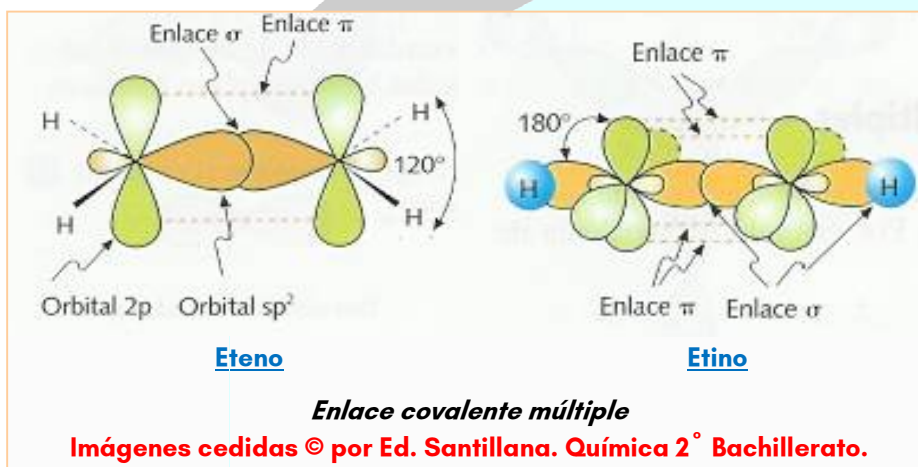
Así, por ejemplo, el carbono "C" forma cuatro enlaces en compuestos como el CH_4 y en la mayoría de compuestos que forma (para ello precisa promocionar el e^- del orbital 2s al 2p y a continuación formar 4 orbitales de igual energía a partir del 2s y de los 3 orb. 2p).

No todos los orbitales de un mismo átomo pueden hibridarse. Para que la **hibridación** tenga lugar es necesario que bien se trate de:

- Orbitales atómicos que vayan a formar a formar enlaces " σ ".
- Orbitales atómicos con parejas de e^- sin compartir.

Por el contrario, **no se hibridan**:

- Los orbitales atómicos que van a formar el segundo o tercer enlace (π).
- Los orbitales atómicos vacíos.



TIPOS DE HIBRIDACIÓN

Los principales tipos de hibridación son los siguientes:

Hibridación sp^3 . Se hibridan un orbital "s" y tres orbitales "p". Se forman cuatro orbitales con orientación dirigida hacia los vértices de un tetraedro.

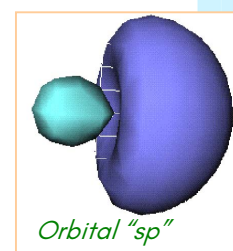
- 4 enlaces sencillos. Ejemplo: metano
- 3 enlaces sencillos + 1 par e^- sin compartir. Ejemplo: NH_3
- 2 enlaces sencillos + 2 par e^- sin compartir. Ejemplo: H_2O

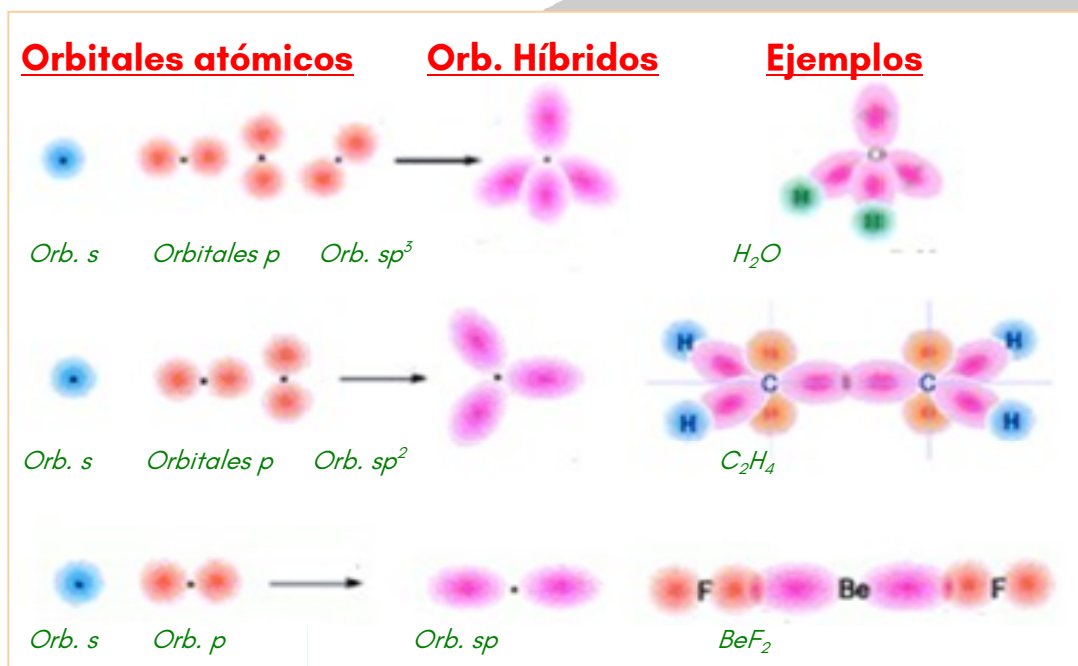
Hibridación sp^2 . Se hibridan un orbital "s" y dos orbitales "p". Se forman tres orbitales dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilátero.

- 3 enlaces sencillos. Ejemplo: BF_3
- 1 enlace doble y 2 sencillos. Ejemplo: eteno

Hibridación sp . Se hibridan un orbital "s" y un orbital "p". Se forman dos orbitales que forman entre sí un ángulo de 180° .

- 2 enlaces sencillos. Ejemplo: BeF_2
- 2 enlaces dobles. Ejemplo: CO_2
- 1 enlace triple y 1 sencillo. Ejemplo: etino





TEORÍA DE ORBITALES MOLECULARES. (O.M.) $\nrightarrow$

Permite explicar todas la moléculas existentes.

Consiste en fijar unos niveles energéticos para los orbitales moleculares y considerarlos "combinación lineal de orbitales atómicos" (C.L.O.A.):

- Hay tantos orbitales moleculares como atómicos y ocuparían distintas zonas espaciales.
- La mitad de ellos tendrían menor energía que la de los orbitales atómicos de los que proceden y por tanto, serían más estables (orbitales enlazantes).
- La otra mitad tendrían mayor energía que los orbitales atómicos de los que proceden y serían más inestables (orbitales antienlazantes).

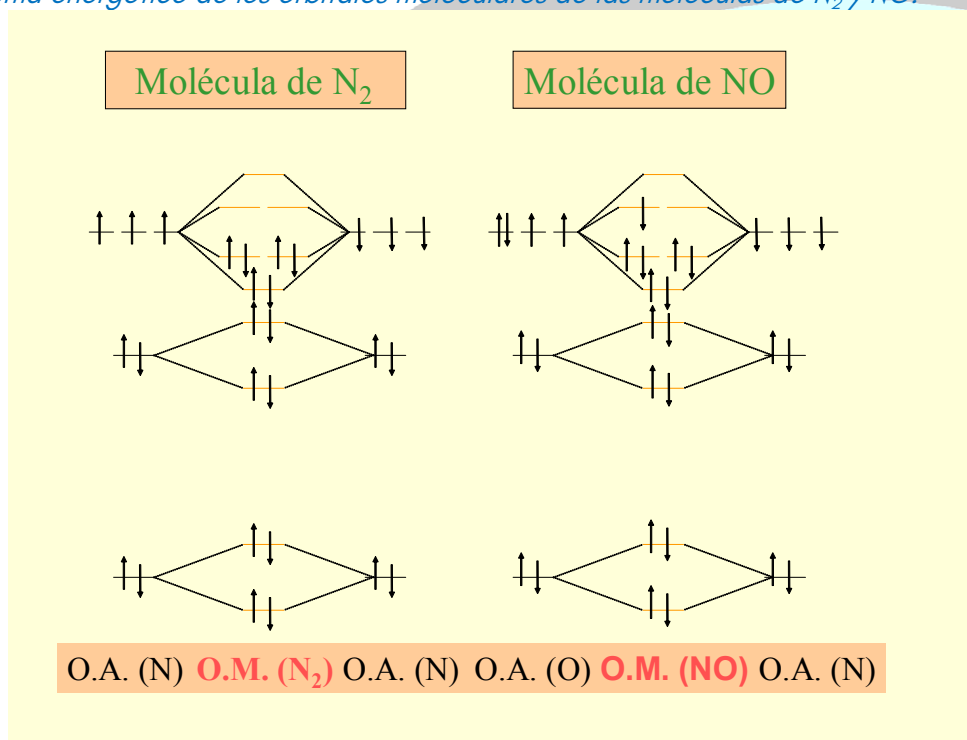
Se denomina "orden de enlace" (O.E.) a:

$$\text{O.E.} = \frac{\text{nº e}^- \text{ (OM enlazantes)} - \text{nº e}^- \text{ (OM antienlazantes)}}{2}$$

El O.E. puede ser fraccionario si combinan orbitales apareados y desapareados.

Ejemplo

Hacer un esquema energético de los orbitales moleculares de las moléculas de N_2 y NO .



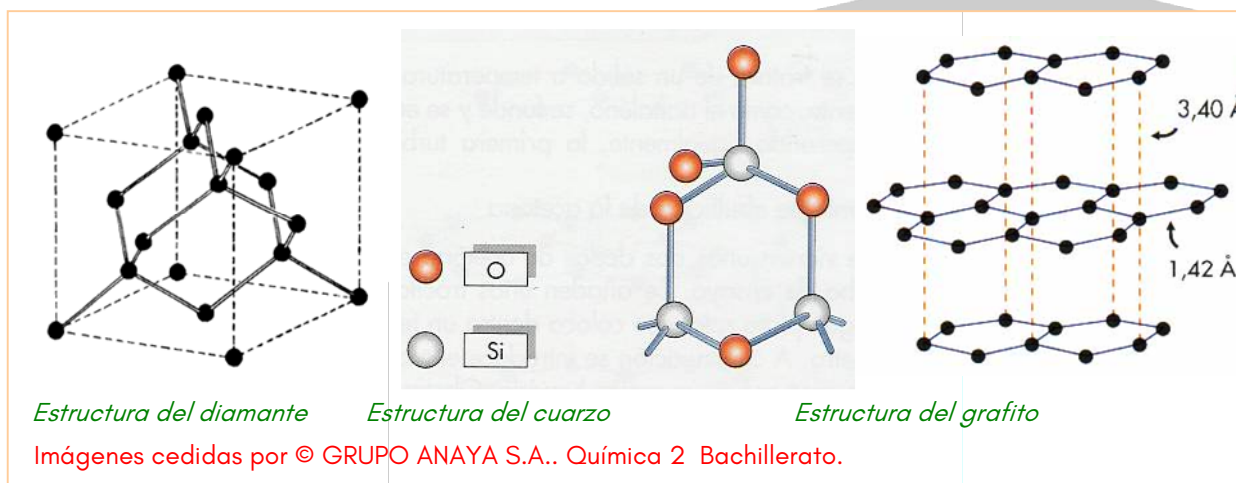
PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES

SÓLIDOS COVALENTES:

Todos los átomos de un cristal están unidos por enlaces covalente, pudiendo considerar éste como una molécula gigantesca. Por ello y dada la fortaleza de este enlace los sólidos covalentes tienen:

- Gran dureza.
- Puntos de fusión y ebullición muy altos por lo que son sólidos a temperatura ambiente.
- Son insolubles en todo tipo de disolvente.
- Son malos conductores pues no tienen electrones libres.

Una excepción a estas propiedades lo constituye el grafito que forma estructura por capas le hace más blando y al aportar cada átomo de carbono un e^- a un macroenlace muy deslocalizado es también conductor.



SUSTANCIAS MOLECULARES:

Están formados por moléculas aisladas, tanto más fáciles de separar cuanto menos polares sean las moléculas, por lo que tienen:

- Puntos de fusión y ebullición bajos. Generalmente son gases a temperatura ambiente.
- Son blandos.
- Son solubles en disolventes moleculares que estabilizan las moléculas con fuerzas de Van der Waals.
- Son malos conductores pues no tienen cargas libres, aunque las moléculas polares poseen parcial conductibilidad.
- Las sustancias polares son solubles en disolventes polares que las estabilizan por fuerzas de atracción dipolo-dipolo y tienen mayores puntos de fusión y ebullición al existir atracción electrostática entre las mismas.

ENLACES INTERMOLECULARES.

Son las fuerzas que unen moléculas distintas y las responsables del estado físico de las sustancias. Según su fuerza se clasifican en:

- Enlace o puente de Hidrógeno.
- Fuerzas de Van der Waals.

ENLACE O PUENTE DE HIDRÓGENO.

Es relativamente fuerte y precisa de gran diferencia de electronegatividad entre átomos y del pequeño tamaño del H que se incrusta en la nube de e^- del otro átomo. Sólo se da entre átomos de hidrógeno con átomos de flúor, oxígeno, nitrógeno y cloro. Es el responsable de los puntos de fusión y ebullición anormalmente altos de las sustancias que los contienen como, por ejemplo, el agua.

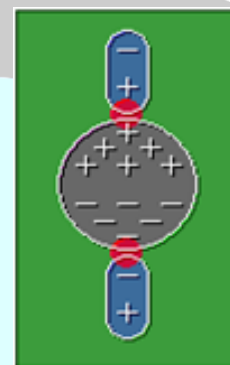
Los puentes de hidrógeno pueden darse entre átomos de la misma molécula y mantener una estructura determinada tal y como ocurre en proteínas y ácidos nucleicos.



FUERZAS DE VAN DER WAALS.

Son fuerzas mucho más débiles que pueden darse entre:

- Entre dipolos permanentes (moléculas polares). Son débiles.
- Entre dipolos instantáneos (moléculas apolares) ya que el par de e^- de enlace en un momento dado puede encontrarse en un lado de la molécula produciendo un dipolo instantáneo que induce la formación de dipolos en las moléculas vecinas. Pero como estos dipolos no perduran los enlaces son muy débiles.



Dipolo instantáneo

ENLACE METÁLICO.

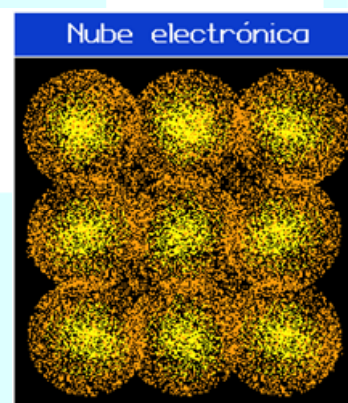
Es el que forman los metales. Es un enlace bastante fuerte.

Los átomos de los metales se caracterizan por tener pocos electrones en su última capa y no forman enlaces covalentes, ya que compartiendo electrones no adquieren la estructura de gas noble. Forman, pues un enlace metálico, en el que consiguen la estabilidad, compartiendo los electrones de valencia de manera colectiva, formando una nube electrónica que rodea a todo el conjunto de iones positivos, empaquetados ordenadamente, formando una estructura cristalina de alto índice de coordinación.

Existen dos modelos que lo explican:

MODELO DEL MAR DE ELECTRONES:

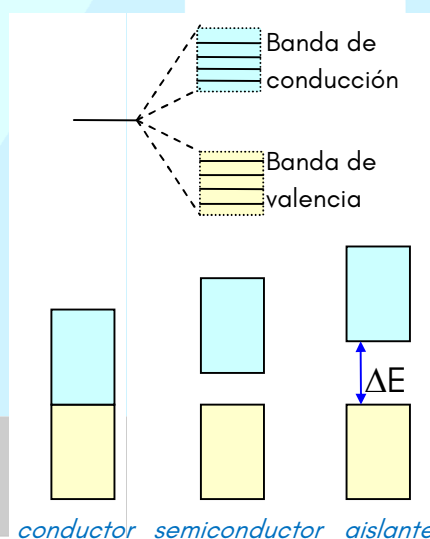
Cada átomo de metal aporta sus e^- de valencia a una especie de fondo común con lo que se produce una deslocalización de los mismos. La estructura del metal podría considerarse como cationes formando los nodos de la estructura cristalina estabilizados por un "mar de electrones" que evita la repulsión entre los mismos.



Modelo de Mar de electrones

MODELO DE BANDAS:

Se basa en la teoría de orbitales moleculares por la cual al enlazarse los átomos se forman tantos orbitales moleculares como orbitales atómicos había. Si se combinan infinitud de orbitales atómicos de igual energía se formarán dos bandas formadas por orbitales moleculares de muy parecida energía, una de menor energía formada por los orbitales moleculares enlazantes (banda de valencia) y la otra de mayor energía por los antienlazantes (banda de conducción). El modelo de bandas viene respaldado por los espectros de emisión. Las líneas en los espectros de emisión de los metales en estado gaseoso se transforman en bandas en el caso de metales en estado sólido.



conductor semiconductor aislante

En los metales ambas bandas están muy juntas, de manera que los electrones saltan con mucha facilidad de la banda de valencia a la de conducción por donde circulan con gran facilidad a través de todo el cristal metálico. Si la diferencia de energía entre ambas bandas, es mayor tendremos los semiconductores, sustancias a las que suministrando esa pequeña cantidad de energía pasan a conducir con facilidad. Si la diferencia de energía es mayor, tendremos las sustancias aislantes.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS METÁLICOS.

- Son dúctiles y maleables debido a que no existen enlaces con una dirección determinada. Si se distorsiona la estructura los e^- vuelven a estabilizarla interponiéndose entre los cationes.
- Son buenos conductores debido a la deslocalización de los e^- . Si se aplica el modelo de bandas, puede suponerse que la banda vacía (de conducción) está muy próxima a la banda en donde se encuentran los e^- de forma que con una mínima energía éstos saltan y se encuentran con una banda de conducción libre.
- Conducen el calor debido a la compacidad de los átomos que hace que las vibraciones en unos se transmitan con facilidad a los de al lado.
- Tienen, en general, altos puntos de fusión y ebullición dependiendo de la estructura de la red. La mayoría son sólidos.
- Tienen un brillo característico debido a la gran cantidad de niveles muy próximos de energía que hace que prácticamente absorban energía de cualquier longitud de onda, que inmediatamente emiten (reflejo y brillo).



Ejemplo (Selectividad. Madrid Septiembre 1998).

La configuración electrónica de un elemento: a) ¿Permite conocer cuál es su situación en el sistema periódico? b) ¿Indica qué clase de enlaces puede formar con otros elementos? c) ¿Es suficiente información para saber si el elemento es sólido, líquido o gas? d) ¿Sirve para conocer si el elemento es o no molecular? Justifique las respuestas.

- a)** Sí
- b)** Sí, pues indica si se trata de metal, no-metal o gas noble.
- c)** No es suficiente, aunque sí puede dar pistas: si se trata de un metal, muy probablemente será sólido y si tiene la última capa completa será gas (noble); más difícil es en el caso de los no-metales que pueden estar en los tres estados.
- d)** Sí. Si acaba en "s" o "d" se tratará de un elemento metálico y el compuesto no será molecular. Igualmente, los gases nobles (p^6) se encuentran como átomos aislados. Son moleculares los elementos no metálicos ($p^2 - p^5$), aunque con algunas excepciones como los que terminan en $5p^2$ y $6p^2$ que son metálicos, y por tanto, no forman moléculas.

Ejercicio D (Selectividad. Madrid Previo 1997).

Rellenar el siguiente cuadro poniendo en cada casilla la fórmula del elemento o de un compuesto que formen entre ellos, el tipo de enlace (C = covalente, I = iónico, M = metálico) y el estado de agregación (S = sólido, L = líquido, G = gas), tal como aparece en el ejemplo. ☒

	Cl			H			O			Ca		
Cl												
H										CaH ₂	I	S
O												
Ca												

ALGUNOS ENLACES INTERESANTES:

- <http://platea.pntic.mec.es/~jrodr5/indice.html>
- <http://www.uamericas.cl/compar/asignaturas/qui401/enlace1.htm#gemo>
- <http://www2.uah.es/edejesus/resumenes/EOEM.htm> (¡interesante!: materiales interactivos)
- http://eros.pquim.unam.mx/~moreno/cap04a.htm#_Toc508460408
- http://www.cnnnet.clu.edu/quim/Q_3451/modulo1/modulo1c_files/resonancia.html#tope
- <http://www.cneq.unam.mx/paidoteca/enlaces>
- http://www.puc.cl/sw_educ/qda1106/CAP3/
- <http://www.quimi-red.com.ar/caracteristicas.htm>

Anímate a hacer estas evaluaciones sobre el enlace químico:

- <http://apuntes.nb.net.mx/contenido/apoyodigital/secundaria/si/evaluaciones/siex71.htm>
- <http://213.4.130.98/web/laclasedefisica/JMix16.htm>
<http://213.4.130.98/web/laclasedefisica/JMatch16.htm>
- <http://213.4.130.98/web/laclasedefisica/JBC16.htm>
- <http://213.4.130.98/web/laclasedefisica/JQuiz16.htm>