

## EL ENLACE QUÍMICO (RC-125)

J.A. Montiel Tosso (IES Séneca. Córdoba)

### INTRODUCCIÓN

Con este trabajo se continúa la serie sobre los contenidos básicos de la materia de Química del segundo curso de Bachillerato, haciendo uso del hipertexto, una herramienta muy útil para introducir en el desarrollo de los mismos hiperenlaces que nos remitan a direcciones Web que sirvan para ampliar o ilustrar con animaciones, dibujos o fotografías, los conceptos presentados o bien que nos localicen de manera inmediata la solución de los diferentes ejercicios de aplicación y de revisión de dichos contenidos.

Otro artículo relacionado es: [ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO](#)

### EL ENLACE QUÍMICO

Llamamos *enlace químico* a la fuerza responsable de la unión estable entre los iones, átomos y moléculas que forman las sustancias.

El tipo de enlace depende de la configuración electrónica. En general, los átomos tienden a completar su capa de valencia con 8 electrones, imitando a los gases nobles, para alcanzar mayor estabilidad, ganando, cediendo o compartiendo electrones.

En la formación de un enlace hay una energía potencial negativa que procede de la atracción eléctrica entre los iones y que disminuye conforme se acercan éstos y una positiva debida a la repulsión de las nubes electrónicas, que aumenta al disminuir la distancia entre los iones. Hay una distancia de equilibrio en la que la energía potencial es mínima: es la distancia de enlace.

[EL ENLACE QUÍMICO \(CONTIENE ANIMACIONES\)](#)

### EL ENLACE IÓNICO. ENERGÍA DE RED

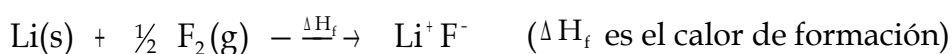
Se produce cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos es grande, principalmente entre los elementos del grupo I A (1) o II A (2) con los elementos del grupo VI A (16) o VII A (17). El metal cede electrones al no metal, dando lugar a iones. Por ejemplo, el átomo Na forma un catión  $\text{Na}^+$  cuando cede al Cl su único electrón en el nivel 3s, que pasa a completar el nivel 3p del Cl, donde antes había 5 electrones, formando ahora el anión  $\text{Cl}^-$ . El compuesto resultante es el cloruro sódico (sal común).

Se denomina *valencia iónica* a la carga adquirida por un átomo al convertirse en ión.

[ANIMACIÓN SOBRE EL ENLACE IÓNICO](#)

La fuerza que une a los iones es electrostática y, por tanto, elevada. Ello supone que los compuestos iónicos sean sólidos, integrados por redes tridimensionales regulares donde se hallan dispuestos los iones. Es lo que se conoce como estructura cristalina. El índice o *número de coordinación* de un ión en una red cristalina es el número de iones de signo contrario que le rodean a la misma distancia.

Se entiende por *energía de red* o energía reticular a la energía desprendida al formarse un mol de cristal a partir de los iones en estado gaseoso. Cuanto mayor sea (en valor absoluto), más estabilidad tendrá el cristal. La *energía reticular* no se puede medir directamente, sino que es necesario emplear un proceso por etapas, denominado ciclo de Born-Haber, basado en la *ley de Hess*, una consecuencia de la ley de la conservación de la energía, aplicada a las reacciones químicas por etapas. Así, la formación del cristal se puede concebir por un camino directo donde los átomos metálicos, por ejemplo Li, se unen a los del no metal, por ejemplo F<sub>2</sub>, para formar el sólido iónico, LiF, desprendiéndose energía ( $\Delta H_f$ ):



Por otro lado, se puede plantear un camino indirecto en varias etapas:

- Vaporización de un mol de metal. Se necesita la energía de sublimación del Li.
- Disociación del no metal. Se aporta la mitad de la energía molar de enlace de F<sub>2</sub>.
- Ionización del metal. Se requiere la energía molar de ionización del Li.
- Ionización del no metal. Se desprende la afinidad electrónica del flúor.
- Condensación de los iones gaseosos para formar un mol de cristal. Se desprende la energía reticular U.

La suma de las energías de estos cinco pasos es igual a  $\Delta H_f$ , ya conocida. Precisamente, la única energía desconocida es U, por ello se podrá calcular igualando la energía del proceso directo con la suma de todas las etapas y despejando luego U:

$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{SUB}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{F-F}} + \Delta H_{\text{EI}} + \Delta H_{\text{AE}} + U.$$

De este modo, la energía reticular se obtiene a partir de los datos experimentales de las energías de sublimación y de ionización del metal, la de disociación e ionización del no metal y el calor de formación del compuesto iónico. Así, cuanto mayor carga y menor radio tengan los iones, mayores serán las fuerzas atractivas de éstos en el cristal y, en consecuencia, mayor será la energía reticular.

## ENERGÍA RETICULAR

### CICLO DE BORN-HABER

EJEMPLO 1. Razona quién presentará cristales más estables ¿el MgO o el RbCl?

SOLUCIÓN:

Los iones de MgO poseen cargas +2 y -2, mientras que los iones de RbCl tienen cargas +1 y -2. Además, el radio de los iones de MgO es inferior a los de RbCl, pues los primeros son elementos del tercer periodo y los segundos son del cuarto. En suma, las fuerzas electrostáticas entre los iones Mg<sup>2+</sup> y O<sup>2-</sup> serán mayores que entre los iones Rb<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup>, y por ello la energía reticular del cristal de MgO será mayor que la del cristal de RbCl.

[VIDEO SOBRE ENLACE IÓNICO](#)  
[REDES CRISTALINAS](#)

**EJERCICIO 1. ¿Por qué surgen fuerzas repulsivas al acercarse dos átomos o iones para formar un enlace?**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 1](#)

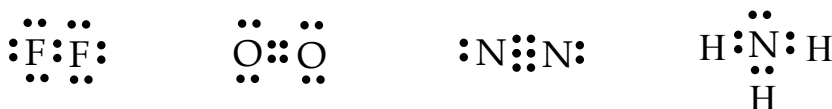
**EJERCICIO 2. Explica la formación del enlace iónico entre los siguientes átomos, razonando la fórmula del compuesto originado: a) K y Cl b) Ca y S c) Mg y Br**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 2](#)

### ENLACE COVALENTE. TEORÍA DE LEWIS

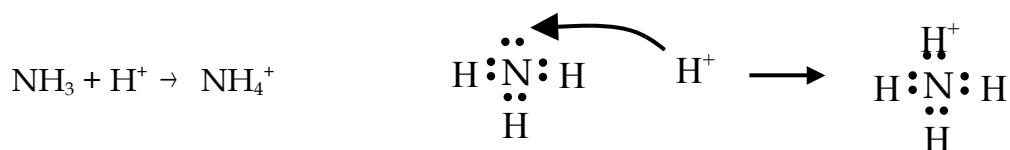
Consiste en la unión de dos átomos que comparten uno o más pares de electrones.

Según Lewis, los átomos (no metales) pueden formar enlaces *simples*, *dobles* o *triples*. Por ejemplo, el átomo de F tiene 7 electrones de valencia, representados por puntos en el diagrama de Lewis, por lo que al constituir la molécula F<sub>2</sub>, lo harán compartiendo un par de electrones, mientras que en la de O<sub>2</sub> será necesario formar un doble enlace y un triple en la de N<sub>2</sub>. Además, la molécula de amoníaco debe constar de tres enlaces simples N-H para que todos los átomos completen su última capa:



Aquí, la *covalencia* o valencia covalente es el número de enlaces que un átomo puede formar. Es decir, el F tiene covalencia 1, el O covalencia 2, el H, 1 y el N, 3.

En ocasiones, los electrones compartidos los aporta un solo átomo, como sucede en el ión amonio. Es un enlace covalente coordinado o *dativo*:



En las moléculas poliatómicas, el átomo central suele ser el que necesita más electrones para completar su capa de valencia.

[DIAGRAMAS DE LEWIS](#)  
[REGLA DEL OCTETO](#)

**EJERCICIO 3. Representar los diagramas de Lewis para las siguientes moléculas o iones: O<sup>2-</sup>, PH<sub>3</sub>, SH<sub>2</sub>, PBr<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>, SCl<sub>2</sub>, HCN, CO<sub>2</sub>, CH<sub>2</sub>=CH<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, CS<sub>2</sub>**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 3](#)

#### EJERCICIO 4. Escribe las estructuras de Lewis para la molécula de $\text{SeCl}_2$ y el ion $\text{NH}_4^+$ .

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 4](#)

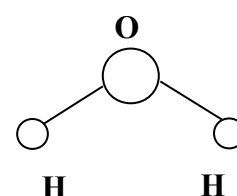
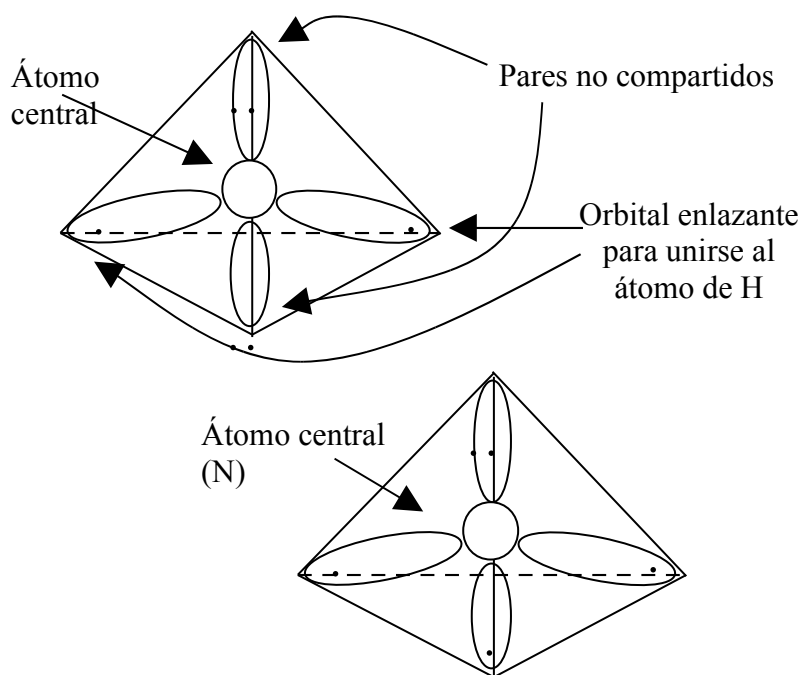
#### EJERCICIO 5. Representa las estructuras de Lewis para las moléculas: a) $\text{NBr}_3$ b) $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 5](#)

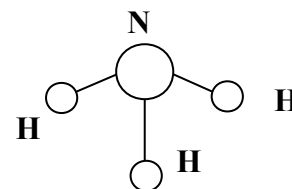
### FORMA GEOMÉTRICA DE LAS MOLÉCULAS

La teoría de Lewis explica sólo los enlaces pero no las formas de las moléculas. La geometría de ellas depende de la posición de sus átomos en el espacio. La *teoría de la repulsión de pares de electrones de valencia (VSEPR, siglas en inglés)* ofrece un buen método para predecir la forma geométrica de las moléculas, pues según ella dicha geometría dependerá del número total de pares de electrones enlazantes (compartidos) y libres en torno al átomo central. Los electrones se dispondrán de modo que la repulsión entre ellos sea mínima. Si todos los pares son enlazantes la molécula tendrá una forma regular, y si hay algunos libres, que originan una mayor repulsión, la geometría de la molécula presentará deformaciones.

Así, en moléculas del tipo  $\text{AB}_2$ , los dos pares de electrones se dispondrán linealmente, formando una molécula lineal, con ángulo de  $180^\circ$ . Si es  $\text{AB}_3$ , los tres enlaces formarán ángulos de  $120^\circ$  (triángulo equilátero), dando una molécula plana trigonal. Si es  $\text{AB}_4$ , los enlaces serán tetraédricos, igual que la molécula. Por otro lado, en moléculas como  $\text{H}_2\text{O}$ , cuyo átomo central posee dos pares de electrones libres y dos enlazantes, la disposición tetraédrica de ellos origina una molécula angular y en el amoníaco, el par libre que existe provoca una molécula piramidal.



Molécula de  $\text{H}_2\text{O}$   
(angular,  $109.5^\circ$ )



Molécula de  $\text{NH}_3$   
(piramidal)

[MÁS SOBRE LA VSEPR](#)

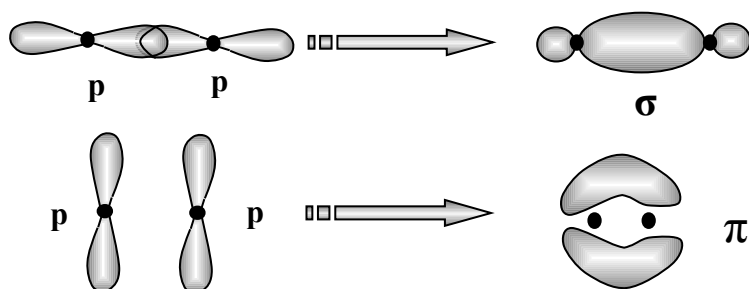
## TEORÍA DE ENLACE DE VALENCIA

Igual que Lewis, considera la capa de valencia de los átomos. Los electrones se colocarán en ella siguiendo la regla de Hund, es decir, lo más desapareados posible, incluso separándose entre los niveles s y p de su misma capa de valencia. Además, a partir del tercer período los átomos que presenten orbitales d vacíos tendrán la posibilidad de utilizarlos para situar sus electrones.

Ahora, el enlace covalente consiste en la superposición de dos orbitales semiocupados (cada uno con un electrón) de átomos diferentes. Llamamos *covalencia* de un elemento al número de enlaces covalentes que puede formar, esto es, al número de electrones desapareados. Por ejemplo:

Elemento	Configuración electrónica	Estructura electrónica promocionada	Covalencia
Be	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^1 2p_x^1$	2
B	$1s^2 2s^2 2p_x^1$	$1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1$	3
C	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	4
H	$1s^1$		1
O	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$		2
N	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$		3
F	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$		1

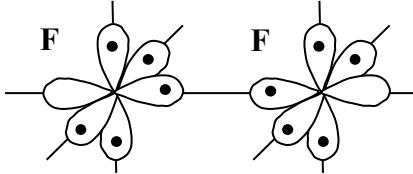
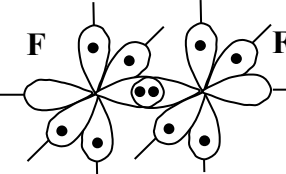
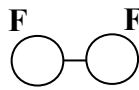
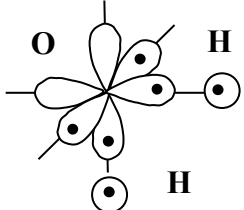
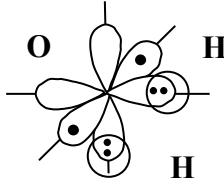
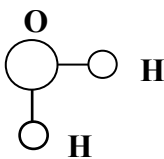
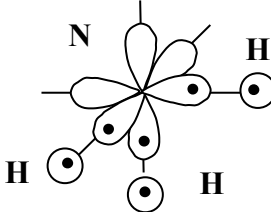
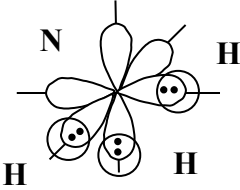
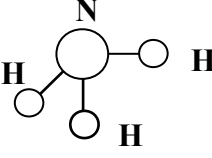
En definitiva, cada átomo central se une a uno o varios átomos saturando su capa de valencia, compartiendo uno o más pares de electrones. Cuando los electrones enlazantes pertenecen a dos orbitales s o a un orbital s y un orbital p (el dirigido según el eje de la molécula) se crea un enlace tipo  $\sigma$  (*sigma*), denominado así por poseer simetría de revolución respecto al eje del enlace. También se origina un enlace sigma cuando se unen en la posición adecuada dos orbitales p dirigidos según el eje molecular. Si intervienen los otros orbitales p o d se forma un enlace tipo  $\pi$  (*pi*), que no ofrece simetría de revolución.



[TEORÍA DE ENLACE DE VALENCIA](#)

[VIDEO SOBRE EL ENLACE COVALENTE](#)

[MÁS SOBRE LA TEV](#)

Átomos que van a enlazarse	Solapamiento de los orbitales	Geometría de la molécula
		 Lineal
		 Angular
		 Piramidal

EJEMPLO 2. Indica, razonadamente, cuántos enlaces  $\pi$  y cuántos  $\sigma$  tienen las siguientes moléculas:

- a) Hidrógeno.      b) Nitrógeno.      c) Oxígeno.

SOLUCIÓN:

a)  $H \dots 1s^1$ , formará una molécula  $H_2$  con un simple enlace  $1s-1s$ , es decir, tipo sigma.

b)  $N \dots 1s^2 2s^2 2p^3$ , formará una molécula  $N_2$  con un triple enlace, formado por un enlace tipo sigma (al unirse los dos orbitales p del mismo eje) y dos tipo pi, al unirse los orbitales p de ejes paralelos.

c)  $O \dots 1s^2 2s^2 2p^4$ , formará una molécula  $O_2$  con un doble enlace, constituido por un enlace tipo sigma (al unirse los dos orbitales p del mismo eje) y otro tipo pi, al unirse los orbitales p de ejes paralelos.

**EJERCICIO 6. Explica por qué el cloro, el bromo y el yodo tienen las covalencias 1, 3, 5 y 7 mientras que el flúor sólo tiene covalencia 1.**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 6](#)

**EJERCICIO 7. Explica todas las covalencias posibles para el fósforo y para el azufre.**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 7](#)

**EJERCICIO 8. Dadas las siguientes moléculas:  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{BeH}_2$ . a) Representar sus estructuras de Lewis. b) Predecir la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 8](#)

**EJERCICIO 9. Explica la molécula de  $\text{PCl}_3$  por la Teoría de Enlaces de Valencia.**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 9](#)

**EJERCICIO 10. Interpreta los enlaces de la molécula de  $\text{CS}_2$  mediante la teoría de enlaces de valencia.**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 10](#)

**EJERCICIO 11. Explica la geometría de la molécula de  $\text{BF}_3$  por el método de repulsión de pares de electrones de valencia.**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 11](#)

**EJERCICIO 12. Interpreta la formación de los enlaces de la molécula de  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$  (eteno) según la teoría de enlace de valencia, señalando si son de tipo sigma o pi.**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 12](#)

## PARÁMETROS DE ENLACE

Son unas características propias que se mantienen prácticamente constantes en los enlaces de dos átomos determinados con independencia de la molécula en la que se hallen. Se trata de la *energía*, *longitud*, el *ángulo* y la *polaridad* del enlace.

*La energía (o entalpía) de enlace de una molécula diatómica es la energía necesaria para disociar un mol de dichas moléculas en estado gaseoso.* Experimentalmente se comprueba que la energía de los enlaces múltiples es mayor que la de los simples.

*La longitud de enlace es la distancia entre los núcleos de dos átomos unidos por enlace covalente.* Se mide por difracción de rayos X. Se observa que la longitud del enlace triple es menor que la del doble y éste a su vez es más corto que el simple enlace entre los mismos átomos. Evidentemente, el triple enlace es más fuerte.

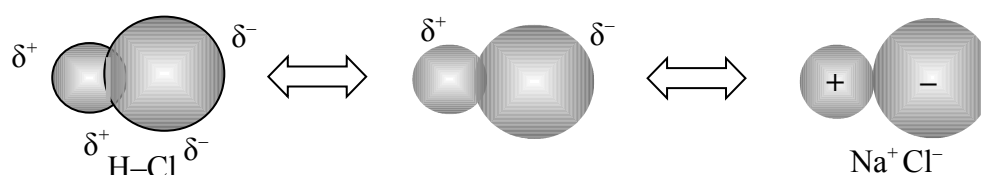
*El ángulo de enlace es el que forman las rectas que pasan por los núcleos atómicos o direcciones de enlace.*

[PARÁMETROS DE ENLACE](#)

## POLARIDAD

Las moléculas formadas por átomos iguales (moléculas diatómicas homonucleares) tienen las cargas uniformemente distribuidas y no presentan polaridad. Decimos que el enlace es **apolar** cuando los electrones se comparten por igual por los dos átomos y la densidad electrónica es simétrica respecto a ambos núcleos.

Cuando los dos átomos enlazados no tienen igual electronegatividad, uno de ellos atrae hacia sí con mayor fuerza los electrones del par compartido, lo que origina un dipolo eléctrico. En definitiva, *el enlace es polar*. Así, la molécula de cloro es apolar, mientras que el enlace HCl es covalente polar. El caso límite de un enlace covalente polar es el enlace iónico, como en NaCl. En las situaciones intermedias, la mayoría, cabe hablar de enlaces parcialmente iónicos, según su grado de polaridad. Según Pauling, cuando la diferencia de electronegatividad es superior a 1,7 el enlace tiene más del 50 % de carácter iónico y el compuesto será considerado como iónico, en caso contrario, el enlace será covalente.



Conviene distinguir entre polaridad de un enlace y polaridad de una molécula. Una molécula puede ser apolar a pesar de contener enlaces polares, siempre que los dipolos se anulen entre sí. Un ejemplo de ello es la molécula plana de tricloruro de boro. Cada enlace B-Cl es polar, pero, debido a la simetría, los dipolos se anulan.

Si la suma vectorial de los momentos dipolares de todos los enlaces da un momento dipolar resultante, la molécula será polar. Esto le sucede a la molécula de amoníaco, en forma de pirámide triangular, que tiene un momento dipolar resultante. Una prueba de que la molécula de agua es angular nos la suministra su polaridad. Si la molécula tuviese una estructura lineal, H-O-H, los momentos dipolares de ambos enlaces se anularían mutuamente, haciéndola apolar, en contra de lo que se observa.

### MÁS SOBRE POLARIDAD

EJEMPLO 3. a) ¿Por qué el  $\text{H}_2$  y el  $\text{I}_2$  no son solubles en agua y el HI sí lo es?

b) ¿Por qué la molécula  $\text{BF}_3$  es apolar, aunque sus enlaces estén polarizados?

SOLUCIÓN:

a) Porque el  $\text{H}_2$  y el  $\text{I}_2$  son sustancias moleculares apolares y sólo existen fuerzas de Van der Waals de dispersión, mientras que HI es una molécula polar y puede interaccionar con las moléculas de agua, también polares, además de que es posible la formación de enlaces de hidrógeno entre el H del HI y el O del agua, lo que favorece su solubilidad.

b) Se trata de una molécula plana y triangular, con ángulos de enlace exactamente de  $120^\circ$ . Ello hace que los tres dipolos individuales se compensen entre sí, dando un momento dipolar resultante nulo.

EJEMPLO 4. Para las moléculas  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{BeCl}_2$ :

- Determina su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- ¿Qué tipo de hibridación presenta el átomo central?
- Razona si esas moléculas son polares.

SOLUCIÓN: a)  $\text{CCl}_4$  tiene cuatro enlaces simples, lo que supone una molécula tetraédrica.  $\text{NH}_3$  presenta tres enlaces N-H y un par de electrones no compartido sobre N, lo que ocasiona una geometría piramidal.  $\text{BeCl}_2$  tiene dos enlaces Be-Cl y da lugar a una molécula lineal.

- $\text{sp}^3$  en los casos de C y de N, mientras que es sp en el Be.
- Todos los enlaces son polares, pero las moléculas de  $\text{CCl}_4$  y de  $\text{BeCl}_2$  no lo son por razones de simetría, pues se anulan los dipolos entre sí. Por el contrario, la molécula de amoníaco sí es polar.

EJEMPLO 5. a) Escribe la estructura de Lewis para las moléculas  $\text{NF}_3$  y  $\text{CF}_4$ .

b) Dibuja la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

c) Considerando las geometrías moleculares, razona acerca de la polaridad de ambas moléculas. Números atómicos: C = 6; N = 7; F = 9.

SOLUCIÓN:

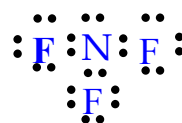
a) Según la teoría de Lewis, sabemos que dos átomos pueden formar enlace covalente compartiendo los electrones desapareados, quedando ambos con estructura de gas noble. Las configuraciones electrónicas de los átomos implicados serían:

C (Z = 6)  $1s^2 2s^2 2p^2$       C excitado (Z = 6)  $1s^2 2s^1 2p^3$  (covalencia = 4)

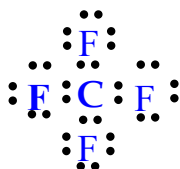
N (Z = 7)  $1s^2 2s^2 2p^3$       (covalencia = 3)

F (Z = 9)  $1s^2 2s^1 2p^5$       (covalencia = 1).

En el trifluoruro de nitrógeno, el átomo central N tiene tres electrones desapareados, y el F uno, siendo el diagrama de Lewis:



En el tetrafluoruro de carbono, el átomo central C tiene cuatro electrones desapareados en su configuración excitada, y el F uno, por tanto, el diagrama de Lewis es:



b) La geometría de las moléculas esta determinada por la distribución espacial de los núcleos de los átomos y, por tanto, depende de los ángulos de enlace. Ahora bien, mediante la teoría de repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV), podemos prever en moléculas poliatómicas sencillas el tipo de geometría. Así, El  $\text{NF}_3$  tiene un par de

electrones no compartido que se dispone lo más lejos posible, hacia uno de los vértices de un tetraedro imaginario, por tanto, la geometría de la molécula con 3 átomos de F y un N central será piramidal.

Por otro lado, el CF<sub>4</sub> distribuye sus 4 pares de electrones compartidos según los vértices de un tetraedro, resultando lógicamente una molécula tetraédrica con el C en el centro y cada F en un vértice, con ángulos de enlace de 109,5°.

c) Para saber la polaridad de una molécula hay que tener en cuenta los momentos dipolares entre los átomos unidos por un enlace covalente polar y ello se debe a las diferencias de electronegatividades entre los átomos enlazados.

En el NF<sub>3</sub> tenemos tres enlaces N<sup>δ+</sup> → F<sup>δ-</sup> polares, que según la geometría dan lugar a un momento dipolar resultante no nulo, y originando una molécula polar.

En el CF<sub>4</sub> tenemos cuatro enlaces C<sup>δ+</sup> → F<sup>δ-</sup> polares, que según la geometría se compensan y dan lugar a un momento dipolar resultante nulo y, lógicamente, la molécula es apolar.

EJEMPLO 6. Dadas las moléculas de BCl<sub>3</sub> y H<sub>2</sub>O:

a) Deduce la geometría de cada una mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

b) Justifica la polaridad de las mismas.

SOLUCIÓN:

a) BCl<sub>3</sub>. El átomo central, B, tiene tres pares de electrones compartidos (enlaces B-Cl), lo que supone una geometría plana y triangular, con ángulos de 120°. La molécula de H<sub>2</sub>O presenta dos pares de electrones compartidos (enlaces O-H) y dos sin compartir sobre el átomo central (O). Se dispondrán tetraédricamente, con ángulos inferiores a 109,5° para los pares compartidos, ya que los no compartidos ejercen más repulsión. El resultado es una molécula angular (104,5°).

b) Aunque BCl<sub>3</sub> tiene enlaces polares, por su perfecta simetría la molécula es apolar. En el caso de H<sub>2</sub>O, los dipolos no se anulan y resulta una molécula polar, con una zona de carga positiva hacia los dos H y con la parte negativa en el átomo de O.

**EJERCICIO 13. Cuatro elementos se designan arbitrariamente como A, B, C y D. Sus electronegatividades se muestran en la tabla siguiente:**

Elemento	A	B	C	D
Electronegatividad	3'0	2'8	2'5	2'1

**Si se forman las moléculas AB, AC, AD y BD: a) Clasifícalas en orden creciente por su carácter covalente. b) ¿Cuál será la molécula más polar? Justifica las respuestas.**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 13](#)

**EJERCICIO 14. Razona si la molécula de BCl<sub>3</sub> es polar, sabiendo que su geometría es plana.**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 14](#)

**EJERCICIO 15.** Dadas las siguientes moléculas:  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{BF}_3$  y  $\text{PCl}_3$  a) Representar sus estructuras de Lewis. b) Predecir la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Indicar la polaridad de cada una de las moléculas.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 15](#)

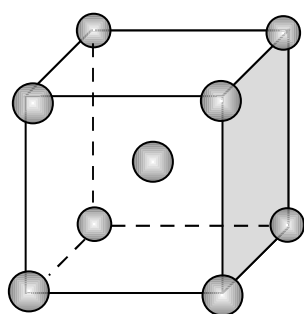
## ENLACE METÁLICO

Es la fuerza de unión entre los átomos de los metales, a la que deben su estabilidad y propiedades las redes cristalinas metálicas. Estas suelen presentar tres tipos de estructura: cúbica centrada en el cuerpo, cúbica centrada en las caras y hexagonal compacta.

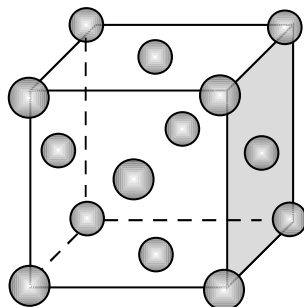
La primera, de índice de coordinación 8, presenta una celda unidad cúbica, con un átomo metálico en cada vértice y otro más en el centro del cubo. Son ejemplos de esta red el sodio, el potasio y el hierro.

La segunda tienen índice de coordinación 12 y una celda fundamental cúbica con un átomo en cada vértice y en el centro de cada cara. Por ejemplo, aluminio, cobre, oro y plata.

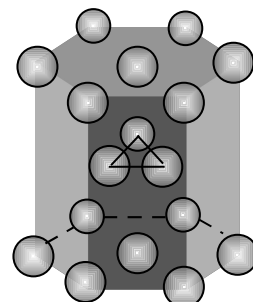
La tercera, de índice de coordinación también 12, presenta una celda unidad en forma de prisma recto hexagonal, con un átomo en cada vértice y el centro de las bases y otros tres más en el plano medio del prisma, constituyendo un triángulo equilátero interior a dicho prisma. Así sucede en el cinc y el magnesio.



**Red cúbica centrada en el cuerpo**



**Red cúbica centrada en las caras**



**Red hexagonal compacta**

Para explicar este enlace, el modelo de la nube electrónica afirma que, dada la baja energía de ionización de los metales, sus átomos pierden los electrones de valencia, que pueden moverse libremente por toda la red metálica rodeando a los iones positivos, aprovechando los huecos que hay entre ellos.

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

[MÁS SOBRE LOS METALES](#)

[VIDEO SOBRE EL ENLACE METÁLICO](#)

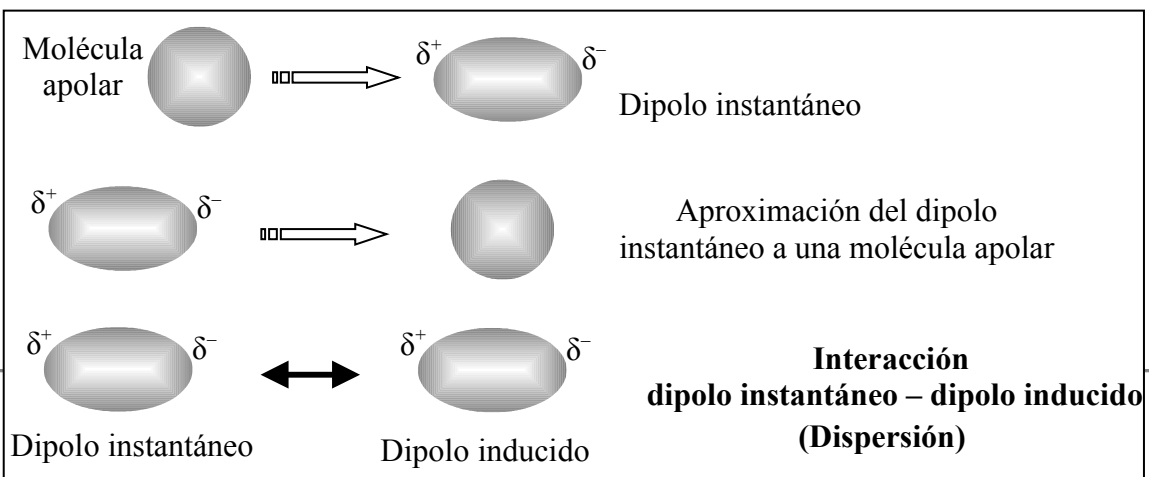
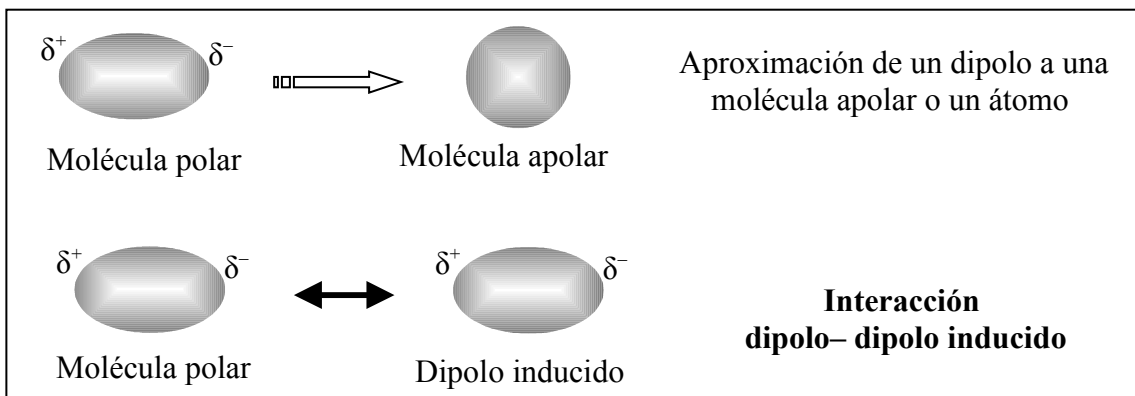
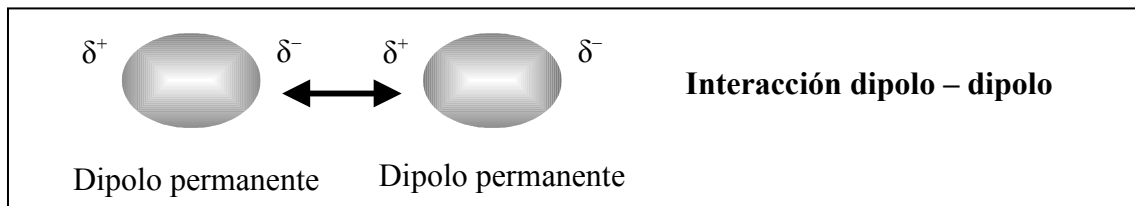
## FUERZAS INTERMOLECULARES

Son las fuerzas de atracción entre las moléculas de las sustancias covalentes. Existen cuando las sustancias se hallan en estado sólido o líquido y disminuyen sensiblemente en el estado gaseoso. Puede ser de dos tipos: fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno.

Las *fuerzas de Van der Waals* son electrostáticas y pueden ser: fuerzas *dipolo-dipolo*, fuerzas *dipolo-dipolo inducido* y fuerzas de *dispersión*. Las primeras se dan entre moléculas polares y aumentan conforme es mayor el momento dipolar. Las segundas surgen cuando una molécula polar origina una distorsión en la nube de carga de una apolar, creando un dipolo inducido. Entre el dipolo permanente y el inducido aparece una débil fuerza atractiva.

Por último, las fuerzas de dispersión son las que 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.

### Los tres tipos de fuerzas de Van der Waals



*El enlace de hidrógeno* (o puente de hidrógeno) es un tipo especial de fuerzas dipolo-dipolo entre un átomo de hidrógeno de una molécula y un átomo muy electronegativo, como F, O, N y Cl de otra. A ello se debe que sustancias moleculares como el agua sean líquidas a temperatura ambiente.

[FUERZAS INTERMOLECULARES](#)

[VIDEO SOBRE FUERZAS INTERMOLECULARES](#)

EJEMPLO 7. Razona cuál de las siguientes sustancias moleculares tiene el menor punto de ebullición y cuál el mayor:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{BCl}_3$  y  $\text{NH}_3$ .

SOLUCIÓN:

Tanto  $\text{Cl}_2$  como  $\text{BCl}_3$  son moléculas apolares, la primera por ser diatómica homonuclear y la segunda porque su simetría triangular plana hace que se anulen mutuamente los dipolos de sus enlaces. Por otro lado, la molécula de  $\text{NH}_3$ , piramidal, tiene cierta polaridad e incluso permite la formación de puentes de H intermoleculares. Ello hace que el amoníaco tiene el mayor punto de ebullición de las tres sustancias. Para distinguir entre las otras dos nos basaremos en las fuerzas de Van der Waals. Dado que son apolares, sólo presentarán fuerzas de dispersión, de modo que serán mayores en  $\text{BCl}_3$  al tener un mayor tamaño. Así, el menor punto de ebullición lo tendrá  $\text{Cl}_2$ .

**EJERCICIO 16. Ordena, justificadamente, las siguientes sustancias, de menor a mayor punto de ebullición:  $\text{C}_3\text{H}_5\text{OH}$  (propanol),  $\text{CH}_4$  (metano),  $\text{H}_2$  (hidrógeno),  $\text{CHCl}_3$  (cloroformo).**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 16](#)

**EJERCICIO 17. Indica justificadamente qué clase de fuerzas intermoleculares es la que predomina entre los siguientes pares de especies químicas cuando se hallan en estado líquido o sólido: a)  $\text{CO}$  y  $\text{CO}$  b)  $\text{Cl}_2$  y  $\text{CCl}_4$  c)  $\text{NH}_3$  y  $\text{NO}_3^-$  d)  $\text{CH}_3\text{OH}$  y  $\text{CH}_3\text{OH}$  e)  $\text{NH}_3$  y Ar**

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 17](#)

## PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

El tipo de enlace determina muchas de las propiedades de las sustancias. Atendiendo al enlace, las sustancias se clasifican en cuatro grandes grupos: iónicas, covalentes moleculares, covalentes atómicas y metales.

## Sustancias iónicas

Son sólidos integrados por iones dispuestos regularmente en una red tridimensional. La naturaleza de la unión entre los iones es de tipo electrostático y, por ello fuerte, lo cual implica un elevado punto de fusión, aunque inferior al de las sustancias covalentes atómicas.

Se disuelven en agua. Cuanto mayor es el radio y menor la carga de los iones la solubilidad en agua es mayor, ya que la atracción electrostática entre los iones va disminuyendo. Las moléculas de agua causan la rotura de la red cristalina por efecto de la interacción entre los iones y los dipolos del agua.

Son duros, aunque quebradizos, esto es, se rompen fácilmente al golpearlos. Ello se explica según su estructura cristalina. Cuando se golpea una zona del cristal los planos de iones se desplazan lo suficiente como para enfrenar entre sí iones del mismo signo, que se repelen y provocan la separación de ambos planos. Como resultado, se quiebra el cristal.

En estado sólido son malos conductores de la electricidad, pues los electrones se hallan muy sujetos en los iones y éstos no poseen apenas movilidad. No obstante, en estado fundido o disueltos en agua los iones pueden moverse, lo que produce una alta conductividad. Se les llama conductores de segunda clase.

[DISOLUCIÓN DE UNA SAL EN AGUA \(ANIMACIÓN\)](#)

## Sustancias covalentes

En ellas existe enlace covalente. Se dividen en *moleculares* y *atómicas*.

Las sustancias moleculares están constituidas por moléculas, cuyos átomos se encuentran unidos por enlaces covalentes. Las fuerzas de unión intermoleculares pueden ser de los tipos ya comentados y, en general, son débiles. Por esta razón, las sustancias moleculares son casi siempre gases o líquidos, o bien sólidos de bajos puntos de fusión y de ebullición.

Entre los gases cabe citar: Cl<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, He, etc. Son líquidos: Br<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O. Son sólidos: I<sub>2</sub>, naftaleno. La mayor parte de los compuestos orgánicos son moleculares.

Las sustancias moleculares sólidas son blandas. Las apolares no son solubles en agua, pero se disuelven bien en disolventes apolares o poco polares, como éter, cloruro de carbono, sulfuro de carbono, etc. Las polares presentan una alta solubilidad en agua si pueden formar puentes de hidrógeno.

Las sustancias covalentes atómicas son sólidos cuyos átomos se encuentran unidos por enlaces covalentes, aunque no existen moléculas individuales sino una red atómica tridimensional. Dada la fuerza elevada del enlace covalente estas sustancias tienen unos puntos de fusión muy altos y son insolubles, puesto que romper sus enlaces implica un gran consumo de energía. Algunos ejemplos son la sílice (SiO<sub>2</sub>) y los elementos de la diagonal de la tabla periódica: B, C, Si, Ge, As...

[SOLUBILIDAD DE LAS SUSTANCIAS](#)

## Metales

Son sólidos, con enlace metálico. Poseen mucha conductividad térmica y elevada conductividad eléctrica debido a la gran movilidad de los electrones. Son dúctiles, es decir,

forman fácilmente hilos, y maleables, o sea, extensibles en láminas, gracias a la movilidad de los iones positivos.

Sus puntos de fusión cubren una amplia gama de valores, aunque son moderados o altos. Los más pequeños corresponden a los metales alcalinos, donde la intensidad del enlace es menor, y los más altos a los metales de transición, que pueden alcanzar los 1500 °C. Al bajar en un grupo del Sistema Periódico disminuye el punto de fusión porque el radio de los cationes metálicos aumenta y su interacción con la nube electrónica es menor. En un periodo aumenta de izquierda a derecha, puesto que en ese sentido crece el número de electrones de valencia y con ello la interacción.

Este mismo hecho explica que los metales de transición sean más duros que los alcalinos y alcalinotérreos.

#### PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

#### VIDEO SOBRE PROPIEDADES

EJEMPLO 8. Entre las sustancias siguientes:  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $CsCl$ ,  $Cu$ ,  $GeO_2$  y  $HCl$ , escoge la más representativa en los aspectos que se indican, razonando las respuestas.

- Sustancia sólida soluble en agua.
- Sustancia de punto de fusión muy elevado.
- Sustancia que posee enlaces de hidrógeno.
- Sustancia dúctil y maleable.
- Sustancia dura, aunque quebradiza.
- La sustancia de menor punto de ebullición.

SOLUCIÓN:

Primero, hemos de clasificar a las sustancias según el enlace.  $CsCl$  es iónica,  $Cu$  es un metal,  $GeO_2$  es covalente atómica,  $HCl$  es covalente molecular polar, mientras que  $H_2$  y  $N_2$  son covalente moleculares apolares. Por eso la propiedad a y la e corresponden a  $CsCl$ , la b a  $GeO_2$ , la c a  $HCl$ , la d a  $Cu$ , y la f a  $H_2$ , pues dentro de las dos apolares, es la de menor tamaño.

EJEMPLO 9. Justifica las siguientes afirmaciones:

- A 25°C y 1 atm, el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno es un gas.
- El etanol es soluble en agua y el etano no lo es.
- En condiciones normales el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido.

SOLUCIÓN:

a) En el agua se forman puentes de hidrógeno con los átomos de O, mientras que en el sulfuro de hidrógeno no. Las fuerzas intermoleculares en el agua son bastante mayores y ello provoca un punto de ebullición mayor.

b) También se explica por la formación de puentes de hidrógeno entre el etanol y el agua, concretamente su átomo de O con los átomos de H de las moléculas de agua. Este hecho provoca una gran solubilidad, prácticamente en todas proporciones, mientras que el etano es insoluble en agua.



**EJERCICIO 22.** Para los cuatro grupos de sustancias (clasificadas según su tipo de enlace) explica las siguientes propiedades: conductividad eléctrica, solubilidad en agua y punto de fusión.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 22](#)

**EJERCICIO 23.** Dadas las siguientes sustancias, plata, bromuro de hidrógeno, sulfato potásico, sílice (dióxido de silicio) y dióxido de azufre, indica:

- a) El tipo de sustancia que es, según su enlace. b) La más soluble en agua y por qué.  
c) La de mayor punto de fusión y por qué. d) La que es buena conductora en estado puro.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 23](#)

**EJERCICIO 24.** Dadas las siguientes sustancias, ordénalas, razonadamente, según su creciente punto de fusión: Mercurio, carborundo (SiC), cloruro potásico, oxígeno, metano y propano.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 24](#)

**EJERCICIO 25.** Entre las sustancias siguientes: magnesio (Mg), silicio (Si), butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>), bromuro de potasio (KBr) y fluoruro de hidrógeno (HF), escoge la más representativa en los aspectos que se indican, razonando las respuestas.

- a) Sustancia soluble en agua.  
b) Sustancia de punto de fusión muy elevado.  
c) Sustancia que posee enlaces de hidrógeno.  
d) Sustancia conductora de la electricidad en estado sólido.  
e) Sustancia con moléculas unidas sólo por fuerzas de dispersión de Van der Waals.  
f) Sustancia conductora en disolución o fundida.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 25](#)

**EJERCICIO 26.** Ordena las siguientes sustancias de menor a mayor punto de fusión, razonando la respuesta: LiF (fluoruro de litio), SiO<sub>2</sub> (sílice), NaI (yoduro de sodio), F<sub>2</sub> (flúor), CF<sub>4</sub> (tetrafluoruro de carbono) y HCl (cloruro de hidrógeno).

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 26](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 1

Por la repulsión entre sus nubes electrónicas, pues tanto átomos como iones, las poseen al margen de su carga neta.

[VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 2

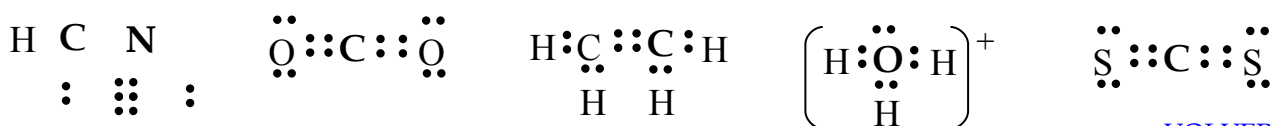
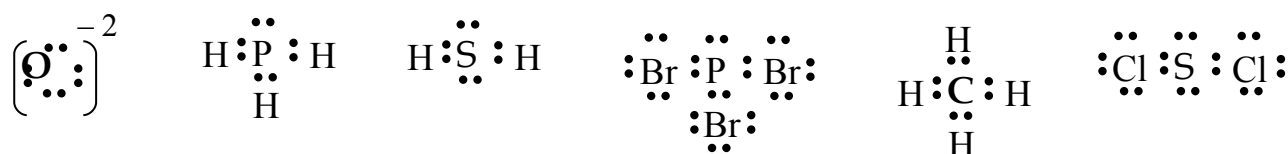
a) Sus configuraciones electrónicas dicen que al potasio ( $4s^1$ ) le “sobra” un electrón y al cloro ( $3p^5$ ) le “falta” uno para adquirir la configuración estable de capa completa (o gas noble). Por eso, el potasio formará el catión  $K^+$  y el cloro el anión  $Cl^-$ . La fórmula del compuesto será KCl, cloruro potásico.

b) Sus configuraciones electrónicas dicen que al calcio ( $4s^2$ ) le “sobran” dos electrones y al azufre ( $3p^4$ ) le “faltan” otros dos para adquirir la configuración estable de capa completa (o gas noble). Por eso, el calcio formará el catión  $Ca^{2+}$  y el azufre el anión  $S^{2-}$ . La fórmula del compuesto será CaS, sulfuro de calcio.

c) En este caso, al magnesio ( $3s^2$ ) le “sobran” dos electrones y al bromo ( $4p^5$ ) le “falta” uno para adquirir la configuración gas noble. Por eso, el magnesio formará el catión  $Mg^{2+}$  y el bromo el anión  $Br^-$ . Para neutralizar las cargas serán necesarios dos aniones por cada catión, de modo que la fórmula del compuesto será  $MgBr_2$ , bromuro de magnesio.

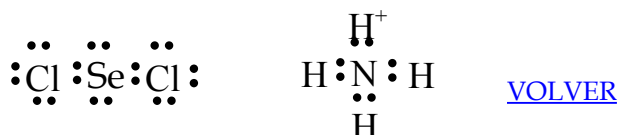
[VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 3

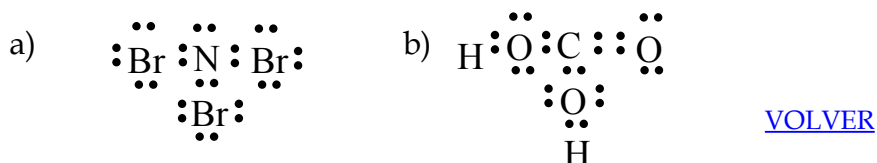


[VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 4



## SOLUCIÓN EJERCICIO 5



## SOLUCIÓN EJERCICIO 6

Porque Cl, Br y I poseen orbitales d vacíos que pueden utilizar para extender su covalencia, mientras que F no los tiene y sólo puede presentar covalencia 1 (un solo electrón desapareado)

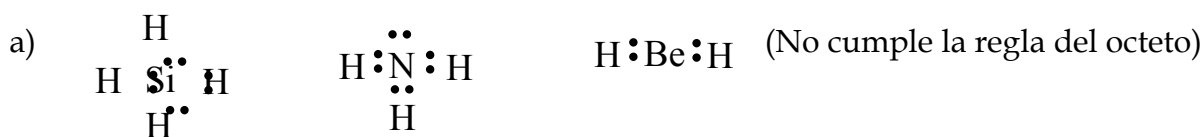
[VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 7

Elemento	Configuración electrónica	Estructura electrónica promocionada	Covalencia
P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d^1$	5
P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$	3
P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^1$	1
S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d_{xy}^1 3d_{xy}^1$	6
S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d_{xy}^1$	4
S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$	2

[VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 8



b) En  $\text{SiH}_4$  el átomo central (Si) presenta cuatro pares de electrones compartidos con sendos átomos de H, por lo que se dispondrán estos enlaces en forma tetraédrica. La molécula será tetraédrica y perfectamente simétrica. En  $\text{NH}_3$  el átomo central también posee a su alrededor cuatro pares de electrones, en una disposición lógicamente tetraédrica según indica la teoría VSPER, pero uno de ellos está sin compartir, por lo que la molécula será piramidal. Finalmente, el átomo de Be posee sólo dos pares de electrones que comparte con ambos H en la molécula de  $\text{BeH}_2$ , los cuales se dispondrán en un ángulo de  $180^\circ$ . Por lo tanto, la molécula será lineal.

[VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 9

Las configuraciones electrónicas de los átomos implicados serían:

P ( $Z = 15$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ , es decir,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$  (covalencia = 3)

Cl ( $Z = 17$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , es decir,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$  (covalencia = 1)

En el tricloruro de fósforo, el átomo central P tiene tres electrones desapareados, uno en cada orbital p, y cada Cl un electrón impar, también en un orbital p. Así, se formarán tres enlaces

sigma entre un orbital p del P con otro orbital p del Cl (del mismo eje que el primero), resultando una molécula piramidal, análoga a la de amoniaco. [VOLVER](#)

### SOLUCIÓN EJERCICIO 10

Las configuraciones electrónicas de los átomos implicados son:

C ( $Z = 6$ )  $1s^2 2s^2 2p^2$ , que se promociona:  $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$  (covalencia = 4)

S ( $Z = 16$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , es decir,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$  (covalencia = 2).

El átomo central de C forma dos dobles enlaces con los dos átomos de S. Dichos dobles enlaces constan de un enlace  $\sigma$ , al solapar un orbital s o p del C con un orbital p (del mismo eje) del átomo de S, y un enlace  $\pi$ , al unirse un orbital p del C con otro orbital p del S de ejes paralelos. [VOLVER](#)

### SOLUCIÓN EJERCICIO 11

En la molécula de  $BF_3$ , el átomo central B presenta tres pares de electrones compartidos (uno con cada F), de modo que se dispondrán en un plano, según los vértices de un triángulo equilátero. Así pues, la molécula será triangular plana, con ángulos de enlace de  $120^\circ$ . [VOLVER](#)

### SOLUCIÓN EJERCICIO 12

La configuración electrónica del átomo de carbono es la típica en compuestos orgánicos:

C ( $Z = 6$ )  $1s^2 2s^2 2p^2$ , que se promociona:  $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$  (covalencia = 4). En la molécula de  $CH_2=CH_2$ , los dos C forman un enlace doble entre ellos, constituido por un enlace sigma al solapar los dos orbitales 2s, cada uno con su electrón, y otro pi al solapar dos orbitales 2p de ejes paralelos, cada cual con su electrón. Además, a cada C le quedan dos electrones en orbitales 2p que utilizará para unirse a los dos átomos de H, los cuales poseen un electrón en su orbital 1s, por lo que se unirán a cada C mediante enlaces sigma. [VOLVER](#)

### SOLUCIÓN EJERCICIO 13

a) Nos basaremos en su diferencia de electronegatividad, cuanto mayor sea ésta los átomos enlazados tendrán menos carácter covalente. Por lo tanto, entre A y B hay una diferencia de 0,2 unidades, entre AC es de 0,5, entre A y D es de 0,9 y entre B y D es de 0,3. De este modo, las moléculas formadas, en orden creciente de carecer covalente serán:

$$AD < AC < BD < AB$$

Vemos que AD es la de menor carácter covalente ya que presenta la más alta diferencia de electronegatividad entre sus átomos y que AB es la de mayor carácter covalente porque la diferencia de electronegatividad entre los átomos es la más pequeña.

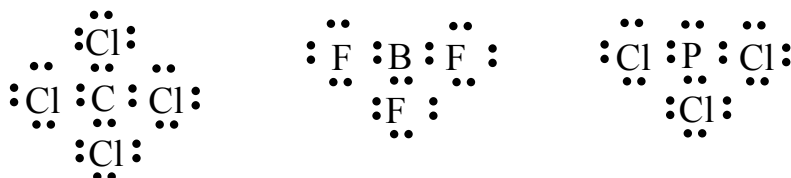
b) La molécula más polar será la que presente mayor grado de enlace iónico, es decir, la de mayor diferencia de electronegatividad entre ambos átomos. Será AD. [VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 14

Los tres enlaces B-Cl serán polares, pero al tratarse de una molécula plana, se dispondrán en ángulos de 120°. Por ello, los tres momentos dipolares se anularán entre sí, dada la simetría de la molécula y resultará una molécula apolar. [VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 15

a)



b) En CCl<sub>4</sub> el átomo central (C) presenta cuatro pares de electrones compartidos con sendos átomos de Cl, por lo que se dispondrán estos enlaces en forma tetraédrica. La molécula será tetraédrica y perfectamente simétrica. En la molécula de BF<sub>3</sub>, el átomo central (B) presenta tres pares de electrones compartidos (uno con cada F), de modo que se dispondrán en un plano, según los vértices de un triángulo equilátero. Así pues, la molécula será triangular plana, con ángulos de enlace de 120°. En PCl<sub>3</sub> el átomo central también posee a su alrededor cuatro pares de electrones, en una disposición lógicamente tetraédrica según indica la teoría VSPER, pero uno de ellos está sin compartir, por lo que la molécula será piramidal.

c) Las dos primeras, a pesar de tener enlaces polares, por su simetría se compensan los dipolos resultando unas moléculas apolares. Mientras que en el caso del tricloruro de fósforo tendremos una molécula polar, ya que no se anulan entre sí los momentos dipolares de los tres enlaces. [VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 16

La de menor punto de ebullición es la molécula de hidrógeno, apolar y la más pequeña de todas. Seguidamente, metano, también apolar pero de mayor tamaño, por lo que las fuerzas de Van der Waals (tipo dispersión de London) son algo mayores, lo que provoca un mayor punto de ebullición. En tercer lugar, el cloroformo, una molécula polar, con mayores fuerzas de Van der Waals (tipo dipolo-dipolo). La de punto de ebullición más elevado es propanol, porque además de tener un mayor tamaño presenta puentes de Hidrógeno, lo que hace aún más fuertes los enlaces intermoleculares:



[VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 17

- CO es una molécula polar. Predominan las fuerzas de Van der Waals dipolo-dipolo.
- Cl<sub>2</sub> y CCl<sub>4</sub> son apolares. Existen fuerzas de Van der Waals de dispersión (London).
- NH<sub>3</sub> es polar y NO<sub>3</sub><sup>-</sup> es un ion, por lo que existen fuerzas ion-dipolo.
- CH<sub>3</sub>OH y CH<sub>3</sub>OH. La más importante es la fuerza debida al puente de hidrógeno.
- NH<sub>3</sub> y Ar. Hay fuerzas de Van der Waals dipolo-dipolo inducido. [VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 18

- a)  $\text{CaF}_2$ , enlace iónico, ya que se unen un metal y un no metal;  $\text{CO}_2$ , covalente y  $\text{H}_2\text{O}$ , también covalente, porque se unen en ambos casos dos no metales.
- b)  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  son sustancias moleculares y  $\text{CaF}_2$ , es un sólido iónico, que tendrá el mayor punto de ebullición. Para distinguir entre las dos primeras nos basaremos en la existencia de puentes de H entre las moléculas de agua, lo que hace que esta sustancia tenga mayor punto de ebullición que el dióxido de carbono. El orden será:  $\text{CO}_2 < \text{H}_2\text{O} < \text{CaF}_2$ . [VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 19

- a) Ambas son sustancias moleculares, pero en el amoníaco se pueden dar puentes de hidrógeno, además de que la polaridad de la molécula hace que las fuerzas de Van der Waals también sean más intensas que las del metano.
- b) El cloruro potásico es un compuesto iónico, mientras que el cloro es una sustancia molecular. En el primero, las fuerzas electrostáticas entre los iones hacen que la sustancia tenga un punto de fusión mucho más elevado.
- c) El metano es una sustancia apolar mientras que el cloruro potásico es iónica, por lo que será mucho más soluble en agua, un disolvente polar.
- d) Ambos son compuestos iónicos, pero en el  $\text{MgCl}_2$ , la mayor carga del catión hace que las fuerzas coulombianas entre los iones sean mayores, resultando un cristal más estable, con un mayor punto de fusión. [VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 20

Porque el primero ( $\text{CO}_2$ ) es una sustancia molecular, mientras que la sílice ( $\text{SiO}_2$ ) es un sólido covalente atómico, formado por una red tridimensional de átomos de Si y O en disposición tetraédrica, unidos por fuertes enlaces covalentes, lo que origina un sólido muy duro y de alto punto de fusión. [VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 21

Al tratarse de dos elementos no metálicos, el enlace será covalente. Teniendo en cuenta el bajo punto de fusión, deberá ser una sustancia molecular. [VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 22

Podemos resumirlo en la siguiente tabla:

SUSTANCIA	CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA	SOLUBILIDAD EN AGUA	PUNTO DE FUSIÓN
Sólido iónico	Aislante en estado puro y Conductor fundido o disuelto	Elevada	Alto
Sólido atómico	Aislante	Insoluble	Muy alto
Sustancia molecular	Baja o nula	Normalmente baja, mayor en sustancias polares	Bajo
Metales	Elevada	Insoluble	Alto

[VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 23

- a) Plata, metal; bromuro de hidrógeno, covalente molecular, sulfato potásico, sólido iónico; sílice (dióxido de silicio), sólido covalente atómico y dióxido de azufre, sustancia molecular.
- b) La más soluble en agua es el sulfato potásico, una sal de metal alcalino.
- c) La de mayor punto de fusión es la sílice, un sólido atómico, formado por una red tridimensional de átomos de Si y O, unidos por enlaces covalentes muy fuertes.
- d) La plata es un metal, buen conductor en estado puro. [VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 24

Mercurio es un metal, carborundo (SiC) es un sólido atómico, cloruro potásico es un sólido iónico, oxígeno es una sustancia molecular gaseosa, igual que metano y propano.

Las sustancias moleculares son las de menor punto de fusión. Para distinguir entre ellas nos basaremos en su polaridad y en su tamaño, pues ello determinará la intensidad de las fuerzas de Van der Waals. Así, serán menores en el oxígeno (molécula apolar), algo mayores en metano (apolar pero de mayor tamaño) y un poco más altas en el propano, dado su mayor tamaño. Luego situaremos al mercurio, un metal líquido a temperatura y presión ordinarias y dentro de los dos sólidos, el de mayor punto de fusión será el atómico: Así pues, el orden:

Oxígeno < metano < propano < Mercurio < cloruro potásico < carborundo (SiC)

[VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 25

La razón para asignar las propiedades es el tipo de sustancia de que se trate. Así, magnesio (Mg) es un metal, silicio (Si) es un sólido atómico, butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) es una sustancia molecular gaseosa, bromuro de potasio (KBr) es un sólido iónico y fluoruro de hidrógeno (HF) es una sustancia iónica aunque presenta un alto grado de enlace covalente. De este modo, asignaremos las propiedades a las siguientes sustancias:

- a) Sustancia soluble en agua: KBr.
- b) Sustancia de punto de fusión muy elevado: Si.
- c) Sustancia que posee enlaces de hidrógeno: HF.
- d) Sustancia conductora de la electricidad en estado sólido: Mg.
- e) Sustancia con moléculas unidas sólo por fuerzas de dispersión de Van der Waals: Butano.
- f) Sustancia conductora en disolución o fundida: KBr. [VOLVER](#)

## SOLUCIÓN EJERCICIO 26

LiF (fluoruro de litio) es una sustancia iónica, SiO<sub>2</sub> (sílice) es covalente atómica, NaI (yoduro de sodio) también iónica, F<sub>2</sub> (flúor), CF<sub>4</sub> (tetrafluoruro de carbono) y HCl (cloruro de hidrógeno) son las tres covalentes moleculares.

La de mayor punto de fusión será sílice, por su naturaleza atómica y luego las dos sustancias iónicas, que distinguiremos por su radio (ya que las cargas de los iones son iguales). La de menores radios iónicos, LiF, tendrá mayores fuerzas coulombianas, por lo que poseerá un punto de fusión más alto. En cuanto a las moleculares, de menor punto de fusión, las distinguimos por su polaridad, siendo HCl, polar, la de mayor punto de fusión de las tres, pues presentará fuerzas de Van der Waals dipolo-dipolo. Finalmente, entre flúor y tetrafluoruro de carbono, ambas apolares, diferenciamos gracias a sus respectivos tamaño,

pues la segunda, al ser mayor, sufre con facilidad deformaciones en su disposición espacial que favorecen las fuerzas de dispersión del tipo London, teniendo un punto de fusión mayor. En definitiva, el orden probable de punto de fusión creciente será:



[VOLVER](#)