

## UNIDAD 3. EL ENLACE QUÍMICO Y LAS MOLÉCULAS

El enlace iónico y el covalente a partir de la regla del octeto, utilizando los diagramas de Lewis. Enlaces múltiples en el covalente para justificar moléculas como la de oxígeno o la de nitrógeno. Introducción al enlace metálico

Fuerzas intermoleculares. Enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals.

Propiedades de los compuestos como consecuencia del enlace: sólidos covalentes, sólidos atómicos, sólidos iónicos y sólidos metálicos.

### 3.1. El enlace y las moléculas

#### 3.1.1. ¿Por qué se unen los átomos?

#### 3.1.2. Tipos de Enlace

### 3.2. Enlace Iónico

### 3.3. Enlace Covalente

#### 3.3.1. El enlace covalente

#### 3.3.2. Diagramas de Lewis.

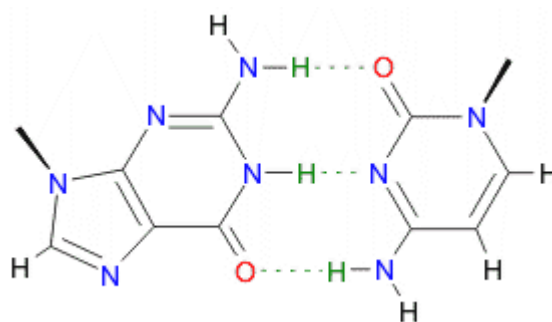
#### 3.3.3. Geometría de las moléculas

### 3.4. Fuerzas intermoleculares

### 3.5. Propiedades de los compuestos como consecuencia del enlace. Sólidos covalentes, sólidos atómicos, sólidos iónicos y sólidos metálicos.

#### RESUMEN DEL ENLACE

#### EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C



## 3.1. El enlace y las moléculas

### 3.1.1. ¿Por qué se unen los átomos?

Los átomos se unen para buscar una **mayor estabilidad** consiguiendo así un estado de **mínima energía**. Se consigue que la energía de la molécula formada es menor que la suma de las energías de los átomos aislados. La formación de enlaces conlleva un desprendimiento de energía.

#### Enlace químico

Es la unión entre átomos o moléculas originando estructuras más estables que los átomos o moléculas de partida, así como las interacciones que mantienen unidos a los átomos que forman la molécula.

#### Nivel de valencia

Es el nivel más externo en la configuración electrónica de los átomos y juega un papel decisivo en el enlace químico.

#### Regla del octeto

Los gases nobles presentan la configuración electrónica más estable, pues su nivel de valencia está completo (tienen 8 electrones en el último nivel). Por esto, los gases nobles no se unen con otros átomos. Los demás elementos tienen incompleto el nivel de valencia y tienden a la configuración electrónica del gas noble más cercano, consiguiendo una mejor configuración electrónica de los átomos que forman la molécula, bien: Cediendo o captando electrones, es decir, transfiriéndose electrones de un átomo a otro, formándose así iones positivos o negativos que se atraen por fuerzas electrostáticas (**ENLACE IÓNICO**). Compartiendo pares de electrones (**ENLACE COVALENTE**)

### 3.1.2. Tipos de Enlace

Existen varios tipos de enlace entre átomos, y que se forme un tipo u otro depende de la configuración electrónica de su nivel más externo, conocido como *nivel o capa de valencia*. En general, mediante el enlace los elementos representativos tienden a alcanzar la estructura del gas noble más cercano ( $s^2p^6$ ).

El *enlace iónico* surge cuando se unen un átomo de la parte izquierda de la tabla periódica (elementos con baja energía de ionización y, por tanto, con tendencia a formar cationes) con un elemento de la parte derecha (elementos con alta afinidad electrónica y, por tanto, con tendencia a formar aniones). En este caso se produce la cesión de electrones del metal al no metal originándose los iones correspondientes, que se atraen mutuamente debido a que poseen cargas opuestas.

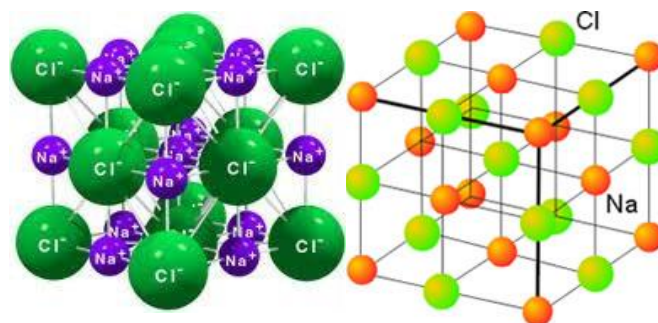
El *enlace covalente* se origina al unirse dos átomos de la parte derecha de la tabla periódica (elementos con alta afinidad electrónica y con alta energía de ionización). Como ninguno tiene tendencia a ceder electrones y formar un catión, lo que hacen es compartir electrones entre ambos; de esta manera ninguno pierde electrones, ninguno los gana, pero ambos alcanzan la configuración de gas noble.

Cuando se unen metales entre sí, elementos de las zonas izquierda y central de la tabla periódica (elementos con baja energía de ionización y con baja afinidad electrónica), también se produce la compartición de electrones, pero de una manera peculiar que da origen a un tercer tipo de enlace, el *enlace metálico*.

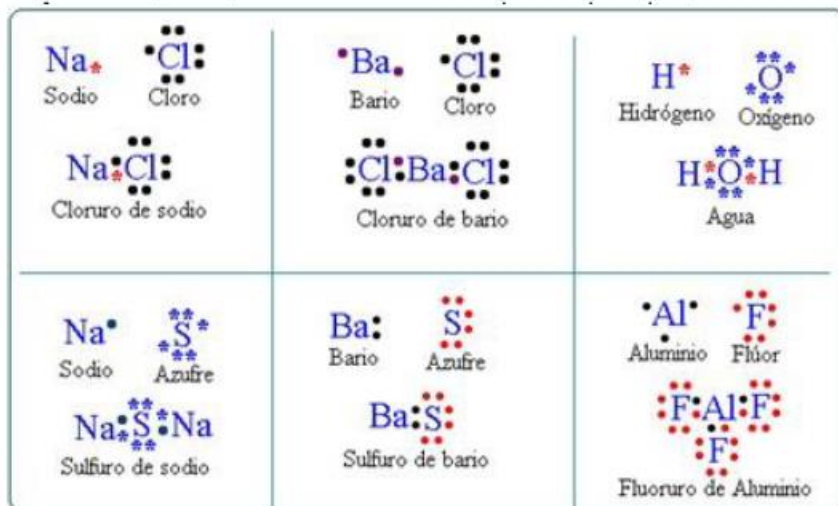
## 3.2. Enlace Iónico

Cuando se encuentran dos átomos de electronegatividad muy diferente, esto es, un átomo muy electronegativo (no metálico) y otro muy electropositivo (metálico), se produce la transferencia de uno o varios electrones del elemento menos electronegativo al más electronegativo, transformándose el primero en un catión y el segundo en un anión, que se unen por atracción electrostática.

Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  Na+:  $1s^2 2s^2 2p^6$







### 3.3.3. Geometría de las moléculas

La geometría de las moléculas puede justificarse mediante el modelo de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (RPECV). Según este modelo, los pares electrónicos de la capa de valencia del átomo central (tanto pares de enlace como pares solitarios) tenderán a estar lo más alejado posible entre sí. Una vez conocida la disposición de todos los pares electrónicos, la forma de la molécula depende de la situación de sus átomos, sin tener en cuenta la ubicación de los pares de electrones solitarios que pudiera haber.

Tipo de molécula	Forma	Disposición electrónica <sup>†</sup>	Geometría <sup>†</sup>	Ejemplos
AB	Molécula diatómica			HF, O <sub>2</sub>
AB <sub>2</sub>	Lineal			BeCl <sub>2</sub> , HgCl <sub>2</sub> , CO <sub>2</sub>
AB <sub>2</sub> E <sub>1</sub>	Angular			NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> , SO <sub>2</sub> , O <sub>3</sub>
AB <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	Angular			H <sub>2</sub> O, OF <sub>2</sub>
AB <sub>3</sub> E <sub>0</sub>	Triangular plana			BF <sub>3</sub> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , SO <sub>3</sub>
AB <sub>3</sub> E <sub>1</sub>	Pirámide trigonal			NH <sub>3</sub> , PCl <sub>3</sub>
AB <sub>4</sub> E <sub>0</sub>	Tetraédrica			CH <sub>4</sub> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>

Nome e fórmula da substância	Modelo molecular	Nuvem eletrônica	Fórmula de estrutura	Geometria molecular
Cloro $\text{Cl}_2$			$1,99 \times 10^{-10} \text{ m}$ 	linear
Água $\text{H}_2\text{O}$				angular
Tricloreto de boro $\text{BCl}_3$				triangular plana
Amoníaco $\text{NH}_3$				piramidal
Metano $\text{CH}_4$				tetraédica

Geometria molecular (Ángulo)	Nº de pares electrones	Nº de pares enlace	Ejemplo	Estructura de Lewis	Modelo de esferas
Lineal (180°)	2	2	$\text{BeF}_2$ F—Be—F		
Planar trigonal (triangular) (120°)	3	3	$\text{BH}_3$ H—B—H		
Tetraédrica (109,5°)	4	4	$\text{CH}_4$ H—C—H		
Pirámide trigonal (107°)	4	3	$\text{NH}_3$ H—N—H		
Angular (104,5°)	4	2	$\text{H}_2\text{O}$ H—O—H		

### A partir de la forma geométrica de la molécula se deduce si la molécula es polar o no polar.

En el enlace covalente no se forman iones, las moléculas son neutras. Sin embargo puede darse el caso de que la carga no esté repartida por igual en toda la molécula. Veamos un par de ejemplos.  $\text{H}_2$  (molécula con átomos del mismo elemento): Comparten un par de electrones. Al ser iguales los núcleos, ambos atraen por igual al par de electrones de enlace, con lo que la carga eléctrica estará repartida por igual entre los dos átomos (la molécula es simétrica). No podemos dividir la molécula en dos partes, una con exceso de carga positiva y otra con exceso de carga negativa. Una sustancia constituida por moléculas de este tipo se dice que es **apolar**.  $\text{H Cl}$  (molécula con átomos de distinto elemento): También comparten un par de electrones, pero, a diferencia del ejemplo anterior, el Cl es más electronegativo (3,0) que el hidrógeno (2,1), por lo que atrae más al par de electrones de enlace. Como consecuencia, habrá una mayor concentración de electrones alrededor del núcleo de Cl. En esa zona de la molécula existirá más carga negativa que positiva. Se habla de que existe una *carga parcial negativa*, ( $\delta^-$ ), que es siempre menor que la carga de un electrón. En la otra zona, en los alrededores del núcleo de H, existe más carga positiva que negativa (*carga parcial positiva*,  $\delta^+$ ). Ambas cargas parciales son iguales en valor absoluto (la molécula es neutra). Una molécula que presenta esa separación de cargas se denomina **dipolo** que produce un **momento dipolar** ( $\mu$ ), que es un vector que va desde la carga positiva a la negativa.

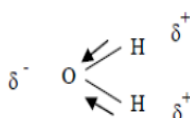


Si el momento dipolar total de la molécula es cero, la sustancia es **apolar**. Podemos tener enlaces polares, pero con un momento total igual a cero.

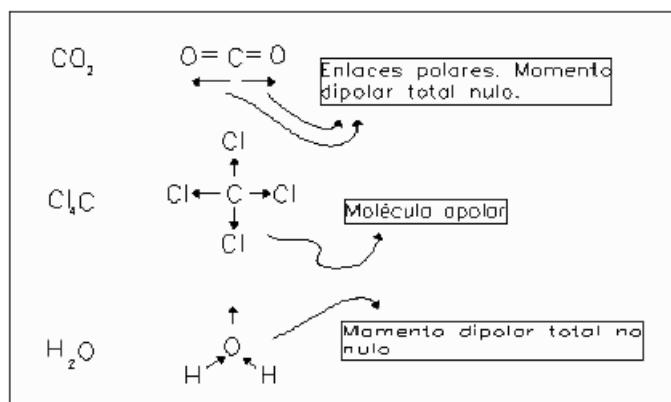
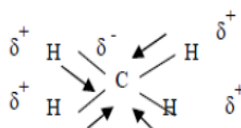
### PASOS PARA DEDUCIR LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

- Estructura de Lewis, • Si tienen o no enlaces polares. • Estudiar la geometría de la molécula si es necesario. • Para estudiar la polaridad de una molécula  $\Sigma\mu$

Molécula polar H<sub>2</sub>O

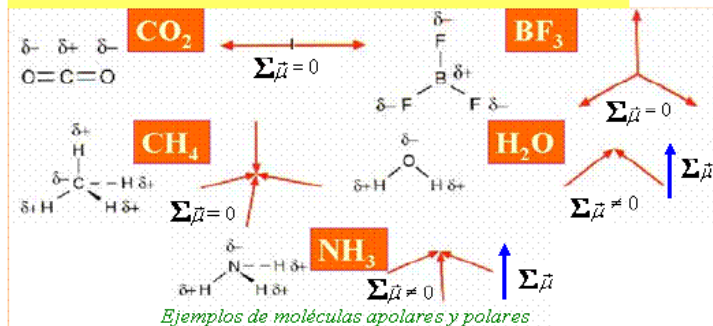


Molécula apolar CH<sub>4</sub>



**Polaridad de las Moléculas**

Molécula covalente	enlace	molécula	Ej.
Entre átomos iguales	NO POLAR	NO POLAR	O <sub>2</sub>
Entre át. de distinta E.N. Sin simetría	POLAR	POLAR	HCl
Entre át. de distinta E.N. Con simetría	POLAR	NO POLAR	CH <sub>4</sub>



**Polaridad de las Moléculas (EJEMPLOS)**

	CO <sub>2</sub>	BCl <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>
Estructura de Lewis				
Geometría molecular	Lineal O=C=O	Triangular plana 	Angular 	Piramidal triangular 
Enlaces polarizados	2 O <sup>δ-</sup> C <sup>δ+</sup> O Los $\vec{\mu}$ se anulan.	3  Los $\vec{\mu}$ se anulan.	2  Hay $\vec{\mu}$ resultante.	3  Hay $\vec{\mu}$ resultante.
Momento dipolar resultante	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 1,87 \text{ D}$ Dipolo 	$\mu_r = 1,46 \text{ D}$ Dipolo 

### 3.4. Fuerzas intermoleculares

Son fuerzas que actúan entre moléculas o entre iones y moléculas. Estas fuerzas son generalmente más débiles que las fuerzas intramoleculares (enlace químico).

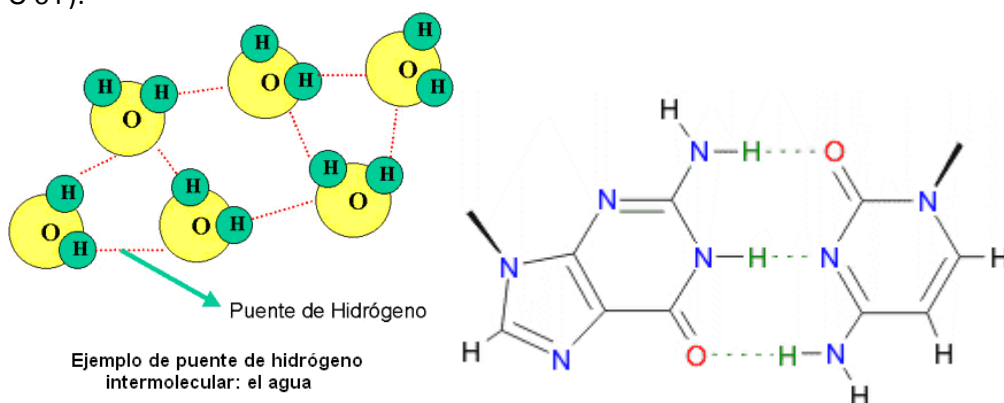
Las fuerzas intermoleculares son más fuertes en estado sólido que en estado líquido y en estado líquido más fuertes que en estado gaseoso.

### Tipos de fuerzas intermoleculares

**Fuerzas dipolo-dipolo** son las fuerzas de atracción que actúan entre las moléculas polares, es decir, entre moléculas que poseen momentos dipolo. Son más fuertes cuanto mayor es el momento bipolar.

**Fuerzas de dispersión (van der Waals)** son fuerzas de atracción que se originan por los dipolos inducidos en los átomos o moléculas (ion-dipolo inducido; dipolo-dipolo inducido; dipolo inducido-dipolo inducido).

**Enlace de hidrógeno** es un tipo de interacción dipolo-dipolo que ocurre cuando un átomo de hidrógeno es enlazado a un átomo fuertemente electronegativo como el nitrógeno, el oxígeno o el flúor. El átomo de hidrógeno posee una carga positiva parcial y puede interactuar con otros átomos electronegativos en otra molécula (nuevamente, con N, O o F):



El orden decreciente en lo relativo a fuerzas de enlace intermoleculares es: enlaces hidrógeno > dipolo-dipolo > fuerzas de dispersión.

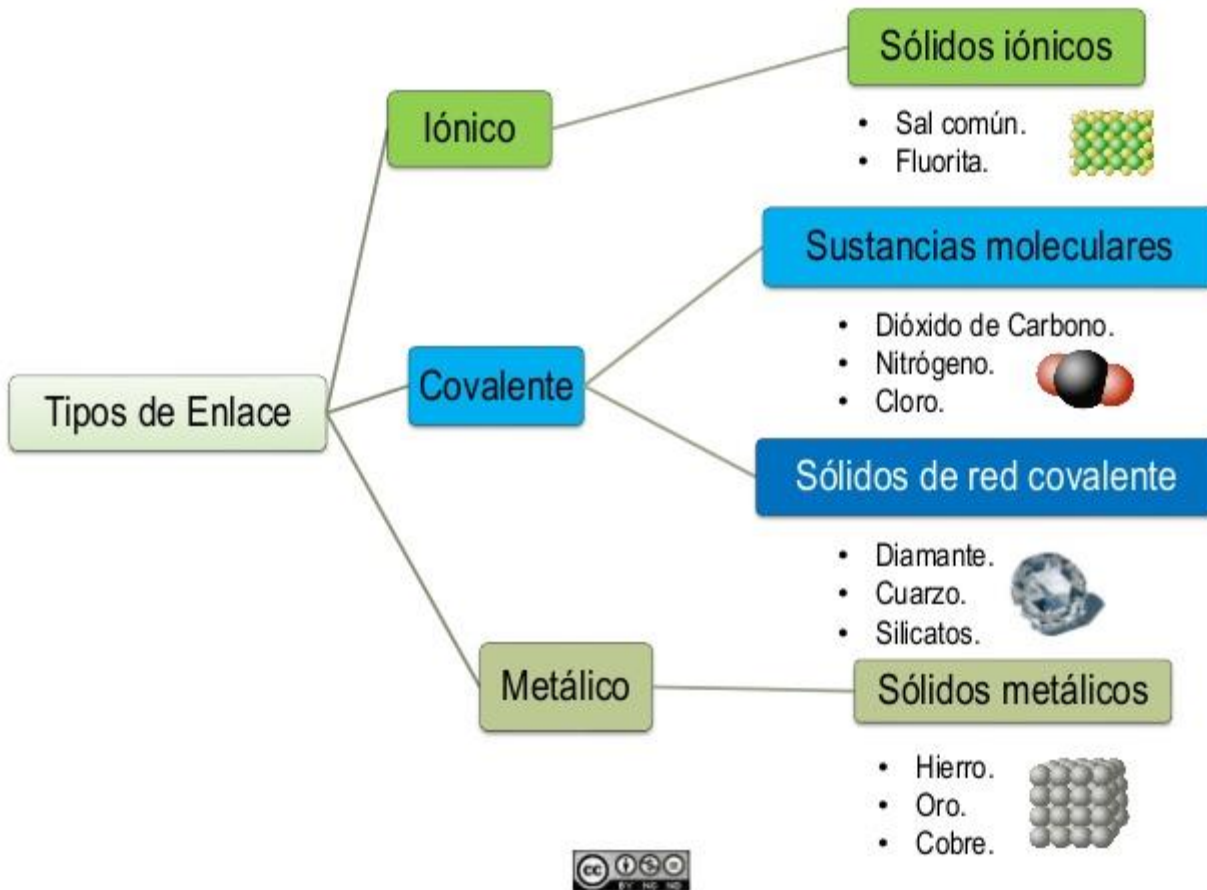
### 3.5. Propiedades de los compuestos como consecuencia del enlace. Sólidos covalentes, sólidos atómicos, sólidos iónicos y sólidos metálicos.

	MOLECULARES	COVALENTES	IONICOS	METALICOS
Partículas de la celda unidad	Moléculas (o átomos)	Átomos	Aniones, cationes	Iones metálicos con "nubes de electrones"
Fuerzas mas fuertes entre las partículas	London, dipolo-dipolo, y enlaces de hidrogeno	Enlace covalentes	Electrostáticas	Enlaces metálicos (atracción eléctrica entre cationes y electrones)
Propiedades	Blandos, malos conductores eléctricos y térmicos, bajo peso molecular	Muy duros, malos conductores eléctricos y térmicos, alto peso molecular	Duros, frágiles, malos conductores eléctricos y térmicos, alto peso molecular	De blandos a muy duros, buenos conductores del calor y la electricidad, amplio rango de pesos moleculares
Ejemplos	P4, S8, H2O	C (diamante), SiO2 (cuarzo)	NaCl, CaBr2, K2SO4 (sales típicas)	Li, K, Ca, Cu, Cr, Ni (metales)

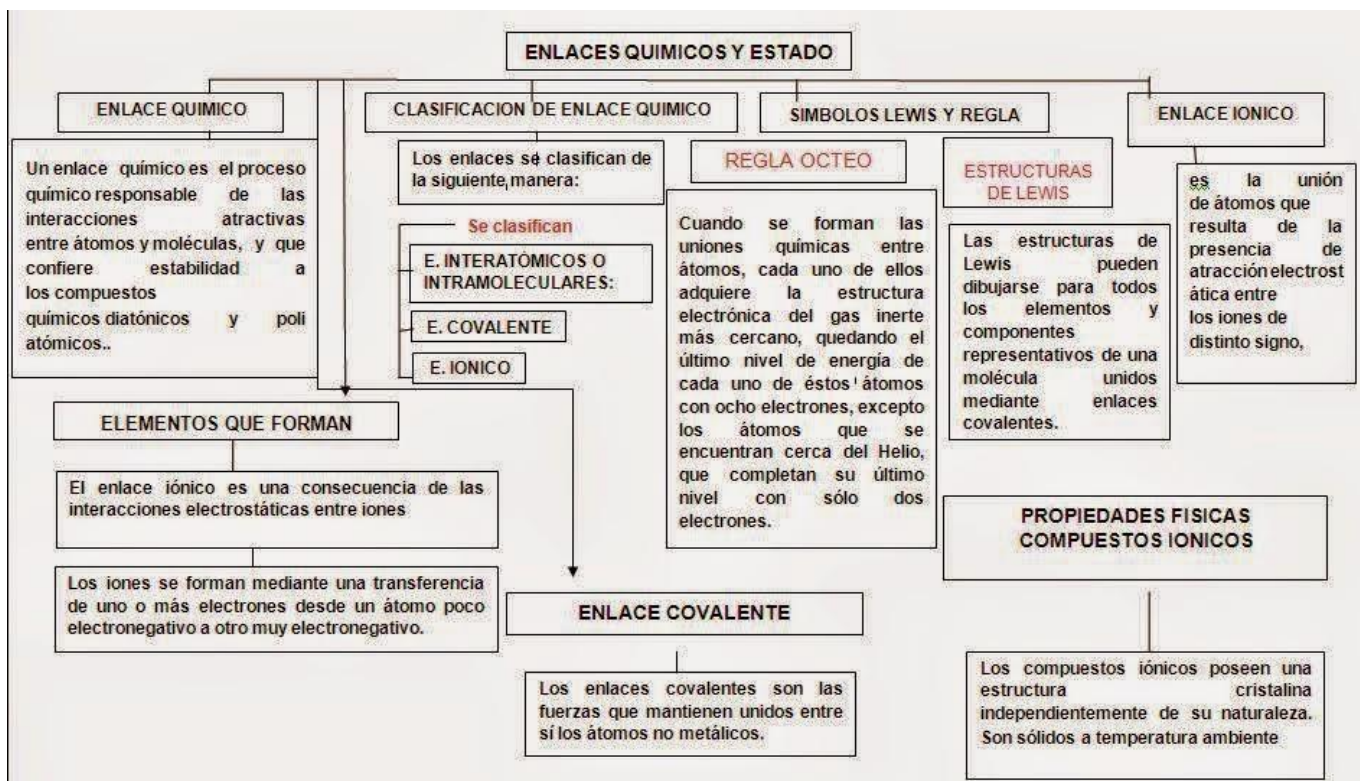
Propiedades	TIPO DE ENLACE			
	Iónico	Covalente	Metálico	Van der Waals
Térmicas	Punto fusión alto C. Dilat. Bajo Fundido iónico.	P. fusión elevado C. Dilat. Bajo Fundido molecular	P. fusión variable c. dilat. Elevado	p. fusión bajo c. dilat. Elevado
Mecánicas	Cristales Duros Enlace Fuerte	Cristales duros Enlace fuerte	Cristales maleables Enlace fuerza variable	Cristales blandos Enlace débil
Electricas	Aislantes medios Conductividad por iones en liqu.	Aislantes en estado solido y liquido. Conduct baja	Conductividad alta	Aislantes en estado solido y liquido
Ópticas	Absorbe luz Soln. También	Índice refracción elevado Absorción diferente según estado	Opacos. Prop idénticas en estado liquido	Prop. De moléculas individuales
Estructurales	Num coordinación elevado Enlaces direccionales varios	Num. Coordinación elevado. Enlaces direccionales limitados	Num coordinación elevado. Enlaces direccionales preferenciales.	Num coordinación elevado. Enlaces direccionales preferenciales.

<i>Tipo de sólido</i>	<i>Iónico</i>	<i>Metálico</i>	<i>Covalente 3D</i>	<i>Molecular</i>
<i>Unidad estructural</i>	Ion	Átomo	Átomo	Molécula
<i>Enlace entre unidades</i>	Enlace iónico	Enlace metálico	Enlace covalente	Fuerzas de Van der Waals
<i>Dureza</i>	Duro	Amplia gama	Duro	Blando
<i>Punto de fusión</i>	Alto (600 a 3000 °C)	Amplia gama (-39 a 3400 °C)	Alto (1200 a 4000 °C)	Bajo (-272 a 400 °C)
<i>Conductividad</i>	Aislante en sólido pero conductor fundido o en disolución.	Conductor	Aislante o semiconductor	Aislante
<i>Generalmente se presenta en</i>	Compuestos de los metales y no metales	Metales de la mitad izquierda	No metales del centro	No metales de la derecha
<i>Ejemplos</i>	KI, Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , LiH	Na, Zn, bronce	Diamante, Si, SiO <sub>2</sub>	O <sub>2</sub> , C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> , H <sub>2</sub> O





## RESUMEN DEL ENLACE



**EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA**  
**PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR**  
**OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA**

**2018 No salió**

**2017**

2. b) Expresa el tipo de compuesto que se formara entre los pares de elementos de la tabla anterior que se indican a continuación, su fórmula y el nombre del compuesto:

b.1) carbono y oxígeno (0,5 puntos) b.2) cloro y magnesio (0,5 puntos)

**2016**

3. Indica qué enlace químico o fuerza intermolecular debe vencerse en cada caso. Explica brevemente sus características. (0,4 puntos por apartado).

a) Evaporar agua.

b) Disolver cloruro de potasio.

c) Fundir dióxido de silicio.

d) Fundir aluminio

e) Evaporar nitrógeno líquido.

**2012**

8. b) Describe en qué consiste la fuerza intermolecular denominada puente de hidrógeno (o enlace de hidrógeno) y cita ejemplos de moléculas que lo presenten.

**2011**

9. a) Representa la estructura de Lewis de las moléculas  $N_2$ ,  $CO_2$  y  $PCl_3$  y especifica el número de pares de electrones solitarios que hay en cada una de ellas.

Números atómicos: N(7); C(6); O(8); P(15); Cl(17)

**EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA**  
**PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR**  
**OPCIÓN C QUÍMICA**

**2018 No salió**

**2017**

11. La configuración electrónica del Calcio (Ca) es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Indica:

a) Su número atómico. (0,5 puntos)

b) El periodo y grupo en el que se encuentra. (0,5 puntos)

c) Justifica cuál es su valencia iónica. (0,5 puntos)

d) Justifica el tipo de enlace que forma con los no metales del grupo 17. (0,5 puntos)

**2015**

13. Identifica el tipo de fuerzas intermoleculares de cada una de las especies que se nombran y explica las siguientes observaciones:

a) A temperatura ambiente el flúor ( $F_2$ ) y el cloro ( $Cl_2$ ) son gases, el bromo ( $Br_2$ ) es líquido y el yodo ( $I_2$ ) es sólido.

b) La temperatura de ebullición del agua ( $H_2O$ ) es mayor que la de su homólogo el sulfuro de hidrógeno ( $H_2S$ )

**2014**

15. a) Clasifica las siguientes sustancias como sólido iónico, sólido covalente, sustancia molecular o

metal: C (diamante), Fe (hierro), CaCl<sub>2</sub> (cloruro de calcio), SO<sub>3</sub> (trióxido de azufre) y NH<sub>3</sub> (amoníaco).  
b) Cita una propiedad representativa de cada tipo.

### 2013

17. Considerando las moléculas F<sub>2</sub>, HF y CH<sub>4</sub>

a) Dibuja las estructuras de Lewis de las moléculas.

b) Justifica si las moléculas anteriores presentan enlaces covalentes polares y cómo es la polaridad de cada molécula.

Datos: Los números atómicos de los elementos H, C y F, son 1, 6 y 9 respectivamente.

### 2012

18. De entre las sustancias siguientes: 1) carbono (diamante); 2) dióxido de carbono; 3) cloruro de sodio; 4) agua; 5) cobre

Se pide escoger la sustancia más representativa de: (Justifica tu respuesta)

a) Una sustancia que tiene enlaces de hidrógeno.

b) Una sustancia sólida de alta conductividad eléctrica tanto en estado sólido como líquido.

c) Un sólido covalente de muy alto punto de fusión.

d) Una sustancia ligada por fuerzas de Van der Waals, que sublima a 78°C bajo cero.

e) Una sustancia que no conduce en estado sólido que se transforma en conductora al fundir.

### 2011

20. Justifica qué tipo de atracción o enlace químico ha de romperse para:

a) fundir cloruro sódico b) fundir oro c) vaporizar agua d) vaporizar diamante

<p><b>EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA</b> <b>PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD ≥ 25</b> <b>OPCIÓN B QUÍMICA</b></p>
---

### 2019

a) Prediguen la geometria i el caràcter polar o apolar de les molècules: BHF<sub>2</sub>, NCl<sub>3</sub> y CHF<sub>3</sub>. (1,5 punts)

Dades: Números atòmics: Z(H) = 1; Z(B) = 5; Z(C) = 6; Z(N) = 7; Z(F) = 9; Z(Cl) = 17.

### 2018

a) Representeu l'estructura electrònica de Lewis i describiu la geometria prevista pel model RPECV per a les molècules: CCl<sub>4</sub>, PCl<sub>3</sub> i Cl<sub>2</sub>O. (1,5 punts)

Dades: Nombres atòmics, Z: Z(C) = 6, Z(O) = 8; Z(P) = 15; Z(Cl) = 17.

### 2017

a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas: SiCl<sub>4</sub>, NCl<sub>3</sub> y Cl<sub>2</sub>O. (1,5 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: Z(N) = 7; Z(O) = 8; Z(Si) = 14; Z(Cl) = 17.

### 2016

a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV y prediga razonadamente el carácter polar o apolar de las moléculas: CS<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub> y H<sub>2</sub>O. (1,5 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: Z(H) = 1; Z(C) = 6, Z(O) = 8; Z(S) = 16.

### 2015

- a) Describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CHCl}_3$  y  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ . Prediga, en cada caso, si la molécula será polar o no. **(1,5 puntos)**

**Datos:** números atómicos:  $Z(\text{H}) = 1$ ;  $Z(\text{C}) = 6$ ;  $Z(\text{Cl}) = 17$ .

**2014**

**2013**

**1-b)** Represente la estructura electrónica de Lewis e indique, razonadamente, la geometría molecular prevista por el modelo RPECV para las moléculas  $\text{PF}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CBr}_4$ . Prediga, de manera justificada, si la molécula será polar o no. **(1.50 Puntos)**.

**Datos:** Números atómicos:  $Z(\text{P}) = 15$ ;  $Z(\text{F}) = 9$ ;  $Z(\text{H}) = 1$ ;  $Z(\text{S}) = 16$ ;  $Z(\text{C}) = 6$ ;  $Z(\text{Br}) = 35$