



TEMA 4. EL ENLACE QUIMICO

¿Cuáles son los conceptos y ejercicios clave de este tema?

CONCEPTO A REPASAR

EJERCICIO

<ul style="list-style-type: none"> - <u>Estructura de Lewis</u> - <u>Geometría</u> molecular según la TRPECV - <u>Polaridad</u> de enlace y de moléculas - <u>Hibridación</u> de los orbitales atómicos - <u>Enlaces tipo Sigma</u> (σ) y tipo <u>Pi</u> (π) 		25	26
		27	28

<ul style="list-style-type: none"> - El enlace químico: Covalente, Iónico y Metálico - Propiedades de los compuestos según enlace 		29	30
		31	32
		33	34
		35	36

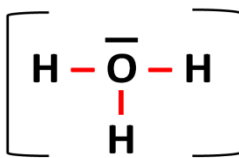
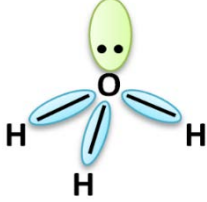
Advertencia: Este tema pertenece al libro "Una química para todos. Cuaderno de ejercicios" cuyo contenido se encuentra registrado en la propiedad intelectual, reservándose derechos de autor. De esta manera, no se consentirá el plagio y/o distribución sin consentimiento del propietario.

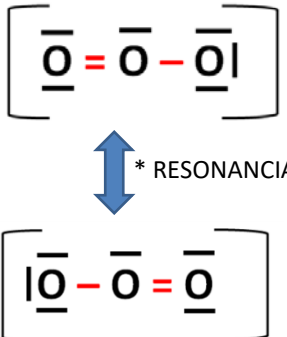
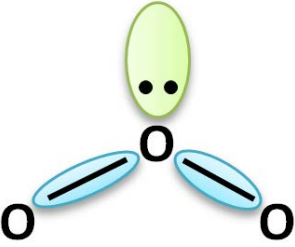
25. Establezca la estructura de Lewis y geometría según la TRPECV de las moléculas:

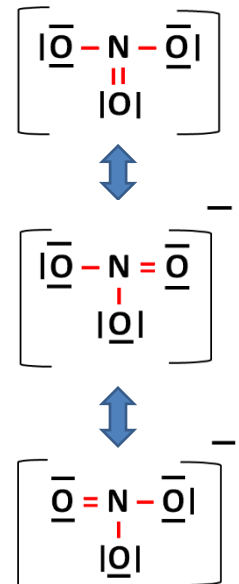
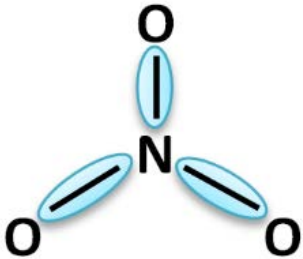
a) H_3O^+

b) O_3

c) NO_3^-

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA	DIBUJO
<p>a)</p> 	<p>Molécula tipo AB_3E: 3 nubes electrónicas enlazantes 1 nube electrónica no enlazante</p> <p>Geometría: Pirámide trigonal $\alpha < 109,5^\circ$</p>	

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA	DIBUJO
<p>b)</p> 	<p>Molécula tipo AB_2E: 2 nubes electrónicas enlazantes 1 nube electrónica no enlazante</p> <p>Geometría: Angular $\alpha < 120^\circ$</p>	

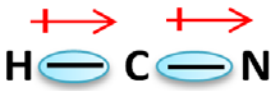
ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA	DIBUJO
<p>c)</p> 	<p>Molécula tipo AB_3: 3 nubes electrónicas enlazantes</p> <p>Geometría: Plana trigonal $\alpha = 120^\circ$</p>	

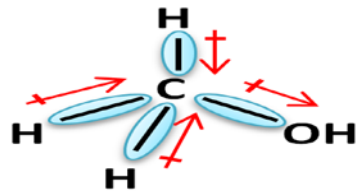
26. Establezca la estructura de Lewis, geometría según la TRPECV y polaridad de las moléculas:

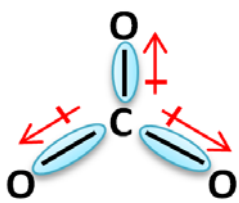
a) HCN

b) CH₃OH

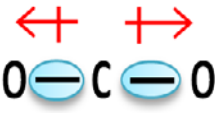
c) CO₃²⁻

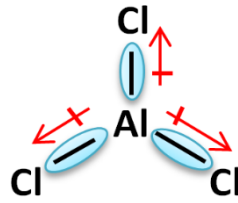
ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
a) $\text{H} - \text{C} \equiv \bar{\text{N}}$	Molécula tipo AB₂ : 2 nubes electrónicas enlazantes Geometría Lineal $\alpha = 180^\circ$
DIBUJO Y POLARIDAD	
	Tiene enlaces polares y los momentos dipolares individuales no se anulan , así que se crean polos en la molécula. Molécula polar ($\mu \neq 0$)

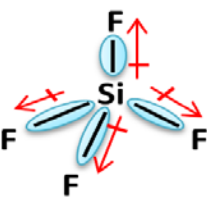
ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
b) $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{O} - \text{H} \end{array}$	Molécula tipo AB₄ : 4 nubes electrónicas enlazantes Geometría Tetraédrica $\alpha = 109,5^\circ$
DIBUJO Y POLARIDAD	
	Tiene enlaces polares y los momentos dipolares individuales no se anulan , así que se crean polos en la molécula. Molécula polar ($\mu \neq 0$)

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
c) $\left[\begin{array}{c} \bar{\text{O}} = \text{C} - \bar{\text{O}} \\ \\ \bar{\text{O}} \end{array} \right]^{2-} \leftrightarrow \left[\begin{array}{c} \bar{\text{O}} - \text{C} - \bar{\text{O}} \\ \\ \bar{\text{O}} \end{array} \right]^{2-} \leftrightarrow \left[\begin{array}{c} \bar{\text{O}} - \text{C} = \bar{\text{O}} \\ \\ \bar{\text{O}} \end{array} \right]^{2-}$	Molécula tipo AB₃ : 3 nubes electrónicas enlazantes Geometría: Plana trigonal $\alpha = 120^\circ$
DIBUJO Y POLARIDAD	
	Tiene enlaces polares pero los momentos dipolares individuales sí se anulan por la geometría de la molécula. Molécula apolar ($\mu = 0$)

27. Establezca la estructura de Lewis, geometría según la TRPECV, polaridad e hibridación de:
 a) CO_2 b) AlCl_3 c) SiF_4

ESTRUCTURA DE LEWIS		GEOMETRÍA
a)	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	Molécula tipo AB_2 : 2 nubes electrónicas enlazantes Geometría Lineal $\alpha = 180^\circ$
POLARIDAD		HIBRIDACIÓN
	Tiene enlaces polares pero los momentos dipolares individuales sí se anulan por la geometría de la molécula. Molécula apolar ($\mu = 0$)	Se forman 2 orbitales híbridos tipo sp para solapar con cada uno de los átomos de O. Enlaces tipo sigma y pi.

ESTRUCTURA DE LEWIS		GEOMETRÍA
b)	$\text{Cl}-\text{Al}-\text{Cl}$ Cl * HIPOVALENCIA	Molécula tipo AB_3 : 3 nubes electrónicas enlazantes Geometría plana trigonal $\alpha = 120^\circ$
POLARIDAD		HIBRIDACIÓN
	Tiene enlaces polares pero los momentos dipolares individuales sí se anulan por la geometría de la molécula. Molécula apolar ($\mu = 0$)	Se forman 3 orbitales híbridos tipo sp^2 , para solapar con cada uno de los átomos de Cl. Enlaces tipo sigma.

ESTRUCTURA DE LEWIS		GEOMETRÍA
c)	$\text{F}-\text{Si}-\text{F}$ F F	Molécula tipo AB_4 : 4 nubes electrónicas enlazantes Geometría Tetraédrica $\alpha = 109,5^\circ$
POLARIDAD		HIBRIDACIÓN
	Tiene enlaces polares pero los momentos dipolares individuales sí se anulan por la geometría de la molécula. Molécula apolar ($\mu = 0$)	Se forman 4 orbitales híbridos tipo sp^3 para solapar con cada uno de los átomos de F. Enlaces tipo sigma.

28. Establezca la estructura de Lewis, geometría según la TRPECV, polaridad e hibridación de:

a) CHF_3

b) PCl_3

c) OF_2

ESTRUCTURA DE LEWIS		GEOMETRÍA
a)		Molécula tipo AB_4 : 4 nubes electrónicas enlazantes Geometría Tetraédrica $\alpha = 109,5^\circ$
POLARIDAD		HIBRIDACIÓN
	Tiene enlaces polares y los momentos dipolares individuales no se anulan , así que se crean polos en la molécula. Molécula polar ($\mu \neq 0$)	Se forman 4 orbitales híbridos tipo sp^3 para solapar con cada uno de los átomos de F y el de H. Enlaces tipo sigma.
ESTRUCTURA DE LEWIS		GEOMETRÍA
b)		Molécula tipo AB_3E : 3 nubes electrónicas enlazantes 1 nube electrónica no enlazante Geometría Pirámide trigonal $\alpha < 109,5^\circ$
POLARIDAD		HIBRIDACIÓN
	Los momentos dipolares individuales se refuerzan y se dirigen hacia los Cl. Los pares de electrones solitarios del P en el sentido opuesto al vector resultante disminuyen el efecto polar. Molécula polar ($\mu \neq 0$)	Se forman 4 orbitales híbridos tipo sp^3 , tres de los cuales solapan con cada uno de los átomos de Cl y el otro alberga los electrones solitarios. Enlaces tipo sigma.
ESTRUCTURA DE LEWIS		GEOMETRÍA
c)		Molécula tipo AB_2E_2 : 2 nubes electrónicas enlazantes 2 nubes electrónicas no enlazantes Geometría angular $\alpha < 109,5^\circ$
POLARIDAD		HIBRIDACIÓN
	Los momentos dipolares individuales se refuerzan y se dirigen hacia los F. Los pares de electrones solitarios del oxígeno en sentido opuesto al vector resultante disminuyen el efecto polar. Molécula polar ($\mu \neq 0$)	Se forman 4 orbitales híbridos tipo sp^3 , dos de los cuales solapan con cada uno de los átomos de F y los otros dos albergan los electrones solitarios. Enlaces tipo sigma.

29. a) Explica la relación que existe entre el concepto de electronegatividad y el tipo de enlace que presenta un compuesto.

b) Dispón, razonadamente, los compuestos AB, AC y AD en orden creciente de carácter covalente. Electronegatividades: A=3,8; B=3,3; C= 2,8; D= 1,3

a) La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo de un elemento dado de atraer hacia sí a los electrones que participan en un enlace. De esta manera, la electronegatividad determina el tipo de enlace que predomina en un compuesto:

- Si los elementos que se unen tienen una **electronegatividad idéntica o similar** (no metales), se establecerá un enlace covalente (compartiendo electrones).

- Si los elementos que se unen tienen una **electronegatividad muy diferente** (metal y no metal) se unirán mediante un enlace iónico (cediendo electrones).

b) Como ya hemos destacado, cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad, menos carácter covalente tendrá (hasta el punto de formar enlace iónico).

$$AB: 3,8 - 3,3 = 0,5$$

$$AC: 3,8 - 2,8 = 1$$

$$AD: 3,8 - 1,3 = 2,5$$

De esta manera, el orden creciente de carácter covalente será: $AD < AC < AB$

30. Escribe ejemplos de los siguientes grupos de compuestos:

a) Tres compuestos covalentes moleculares apolares.

b) Tres compuestos covalentes moleculares polares que no formen enlaces de hidrógeno.

c) Tres compuestos covalentes moleculares polares que sí formen enlaces de hidrógeno.

d) Cinco compuestos metálicos.

e) Cinco compuestos iónicos.

a) Cl_2 , CH_4 , CO_2

b) HCl , SO_2 , H_2S

c) CH_3OH , H_2O , NH_3

d) Cu , Fe , Ag , Zn , Hg

e) CaO , NaF , KCl , MgCl_2 , CaF_2

31. A 0 °C y 1 atm de presión, flúor y cloro se encuentran en estado gaseoso, bromo en estado líquido y yodo en estado sólido. **Justifica este hecho:**

Todos ellos son compuestos covalentes moleculares apolares cuyos estados de agregación dependen de sus fuerzas intermoleculares, en este caso **fuerzas de dispersión o London**.

Dichas fuerzas aumentan con **el tamaño de la molécula** y ello justifica que el I₂ (con mayor masa y fuerzas más intensas entre sus moléculas) se encuentre en estado sólido a esta temperatura mientras que el Br₂ (con menor masa que el I₂) se encuentre ya líquido.

Por el mismo razonamiento, la menor masa del F₂ y Cl₂ explica sus estados gaseosos a 0°C.

32. Para las especies HBr, NaBr y Br₂, determina razonadamente:

a) El tipo de enlace que predominará en ellas.

b) Cuál de ellas tendrá mayor punto de fusión.

c) Cuál es la especie menos soluble en agua.

a) HBr: Enlace covalente, ya que une elementos con electronegatividad similar (no metales) mediante electrones compartidos.

NaBr: Enlace iónico, ya que une elementos con electronegatividad muy diferente (metal y no metal) mediante electrones transferidos.

Br₂: Enlace covalente, ya que une elementos con electronegatividad idéntica mediante electrones compartidos.

b) NaBr. La perfecta ordenación de los compuestos iónicos en forma de cristal y la atracción entre sus cargas justifica que tengan puntos de fusión más altos (se necesita más energía para separar sus cargas) que los compuestos covalentes moleculares (como HBr o Br₂) cuyo punto de fusión dependerá de sus fuerzas intermoleculares, que son mucho más débiles.

c) Br₂. Los compuestos apolares (como el Br₂) son prácticamente insolubles en disolventes polares (como el agua). Esto se debe a que la disolución es posible cuando las fuerzas de atracción que ejercen las moléculas del soluto y las del disolvente son de naturaleza e intensidad similar y se pueden intercambiar.

33. Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Por qué el punto de ebullición del etanol (C_2H_5OH) es mayor que el del dimetiléter (CH_3OCH_3) si ambas especies responden a la misma fórmula molecular?
- b) ¿Podría el carbono y el hidrógeno formar un compuesto binario con enlace de hidrógeno?
- c) ¿Cuál es el estado de agregación a temperatura ambiente del butano (C_4H_{10}) y el nitrato de potasio (KNO_3)?

a) El mayor punto de ebullición del etanol es debido a que el grupo alcohol contiene un oxígeno con electrones solitarios unido a hidrógeno que permiten formar **enlaces de hidrógeno** (a diferencia del dimetiléter). Este hecho implica que haga falta más temperatura para separar sus moléculas y que pase a estado gaseoso (mayor punto de ebullición).

b) **No.** El compuesto binario que formaría el carbono y el hidrógeno es el metano, CH_4 . Para formar enlaces de hidrógeno es necesario átomos pequeños, electronegativos y con electrones solitarios (F,O,N) unidos a hidrógeno. Por tanto, el CH_4 no podría formarlos.

c) **El butano** es un compuesto covalente molecular apolar cuyo estado de agregación depende de sus fuerzas intermoleculares (Van der Waals tipo dispersión) que al ser débiles le otorgarán puntos de fusión y ebullición bajos. En consecuencia, será un **gas a temperatura ambiente**.

El nitrato de potasio es un compuesto iónico cuya perfecta ordenación en forma de cristal y la atracción entre sus cargas le otorgarán puntos de fusión y ebullición altos. En consecuencia, será un **sólido a temperatura ambiente**.

34. En función del tipo de enlace explica por qué:

- a) **El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4 .**
- b) **El punto de ebullición del HCl es menor que el del Cl_2 .**
- c) **El punto de fusión del C (diamante) es mucho mayor que el del C_2H_6 .**

a) El CH_4 es un compuesto covalente molecular apolar cuyas moléculas están unidas por fuerzas de dispersión, mientras que **el NH_3 es un compuesto molecular polar que puede formar enlaces de hidrógeno. Ello otorgará mayor punto de ebullición al NH_3 que al CH_4 .**

b) El Cl_2 es un compuesto covalente molecular (apolar) cuyas moléculas están unidas por fuerzas de dispersión, mientras que el HCl (polar) cuenta además con dipolos permanentes. Sin embargo, **la gran masa del Cl_2 con respecto al HCl, le concede unas fuerzas intermoleculares más intensas (aun cuando sólo sean de London) y con ello un mayor punto de ebullición.**

c) El punto de fusión del C_2H_6 viene determinado por la ruptura de sus fuerzas intermoleculares que, por lo general, son débiles. Sin embargo, **la fusión del C (diamante) requiere la ruptura de los fuertes enlaces covalentes que unen sus átomos (lo que requiere mucha energía).**

35. Dadas las especies CO_2 , NaBr , Fe , Br_2 :

- a) ¿Cuál conducirá la corriente eléctrica en estado sólido?
- b) ¿Cuál conducirá la corriente eléctrica cuando está fundido o en disolución?
- c) ¿Cuál no conducirá la corriente eléctrica en ningún estado?

a) El compuesto metálico (Fe) es el que podrá conducir la electricidad en estado sólido como justifica el modelo de gas de electrones, en el que los electrones se mueven libremente permitiendo el paso de la corriente eléctrica.

b) El compuesto iónico (NaBr) es el que podrá conducir la electricidad cuando está fundido o en disolución, ya que la presencia de cargas y la libertad de movimiento entre ellas permitirán el paso de la corriente eléctrica. (Sin embargo, en estado sólido no es conductor ya que sus iones están ordenados y fijos fuertemente en la estructura iónica sin libertad de movimiento).

c) Los compuestos covalentes (CO_2 y Br_2) son los que no podrán conducir la electricidad en ningún estado, ya que sus electrones permanecen vinculados a los átomos que participan en los enlaces covalentes y, por tanto, no se dan las condiciones para conducir la electricidad.

36. Dados los compuestos MgO y BaO , responde a las siguientes cuestiones razonadamente:

- a) ¿Cuál presenta la mayor energía reticular?
- b) ¿Cuál presenta mayor punto de fusión?
- c) ¿Cuál es más soluble en agua?

a) De la ley de Coulomb $F = K \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{d^2}$ deducimos que iones pequeños y con carga elevada presentan mayor energía reticular ya que la atracción entre dichos iones será mayor.

Dado que MgO (Mg^{2+} , O^{2-}) y BaO (Ba^{2+} , O^{2-}) tienen las mismas cargas, **tendrá mayor energía reticular el que tenga los iones más pequeños**. Al ser el radio del Mg menor que el del Ba , podemos afirmar que el **MgO tendrá mayor energía reticular**.

b) **MgO , ya que cuanto mayor es la energía reticular, mayor es el punto de fusión** (ya que se requerirá más temperatura para vencer la atracción entre los iones y fundir el compuesto).

c) **BaO , ya que cuanto menor es la energía reticular, mayor es la solubilidad** (ya que al agua le costará menos trabajo separar las cargas).

Evaluación del Bachillerato para el Acceso a la Universidad 2017

Recopilación de los 50 ejercicios clave a repasar del 2017

TEMA A REPASAR

EJERCICIOS EBAU

4. EL ENLACE QUÍMICO



E31

E32

E33

E31. Considerando las especies químicas: BF_3 , BF_4^- , F_2O y F_2CO , responda a las cuestiones siguientes:

- Represente las estructuras de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores.
- Explique razonadamente la geometría de cada una de estas especies químicas.
- Considerando las moléculas BF_3 y F_2O , explique en qué caso el enlace del flúor con el átomo central es más polar.
- Explique razonadamente la polaridad de las moléculas BF_3 , F_2O y F_2CO .

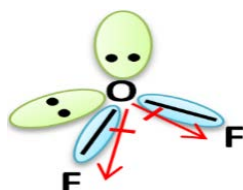
Englobamos los apartados **a) b) y d)** para facilitar la explicación en su conjunto:

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
$\begin{array}{c} \overline{\text{F}} - \text{B} - \overline{\text{F}} \\ \\ \overline{\text{F}} \end{array}$	Molécula tipo AB_3 : 3 nubes electrónicas enlazantes Geometría plana trigonal $\alpha=120^\circ$
POLARIDAD	
<p>Molécula apolar ($\mu=0$). Aunque tiene enlaces polares, los momentos dipolares individuales se anulan por la propia geometría de la molécula y el momento dipolar total es 0.</p>	

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
	<p>Molécula tipo AB₄: 4 nubes electrónicas enlazantes Geometría tetraédrica $\alpha=109,5$</p>

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
	<p>Molécula tipo AB₂E₂: 2 nubes electrónicas enlazantes 2 nubes electrónicas no enlazantes Geometría angular $\alpha < 109,5^\circ$</p>

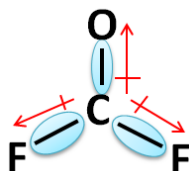
POLARIDAD



Molécula polar ($\mu \neq 0$). Los momentos dipolares individuales se refuerzan y se dirigen hacia los F. Los pares de electrones solitarios del oxígeno en sentido opuesto al vector resultante disminuyen el efecto polar.

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
	<p>Molécula tipo AB₃: 3 nubes electrónicas enlazantes Geometría plana trigonal $\alpha=120^\circ$</p>

POLARIDAD



Molécula polar ($\mu \neq 0$). Tiene enlaces polares y, al no anularse los momentos dipolares individuales, el momento dipolar total es diferente de 0.

c) El enlace más polar será aquél en el que la diferencia de electronegatividad entre los elementos que se unen sea mayor. Puesto que hay más diferencia de electronegatividad entre los elementos F y B que F y O, el enlace F-B será el más polar.

E32. Considere las sustancias F₂, Ni y KBr:

- a) Indique el tipo de enlace que presenta cada una de ellas.**
- b) Justifique si conducen la corriente eléctrica y en qué condiciones.**
- c) Escriba las estructuras de Lewis de aquellas que sean covalentes.**
- d) Justifique si cada una de las sustancias del enunciado es soluble en agua o no.**

a) Tipos de enlace:

F₂: Enlace covalente, ya que une elementos con idéntica electronegatividad (no metales) mediante electrones compartidos.

Ni: Enlace metálico, ya que une los átomos que componen el metal mediante compartición de electrones, de forma colectiva (modelo de gas de electrones).

KBr: Enlace iónico, ya que une elementos con electronegatividad muy diferente (metal y no metal) mediante electrones transferidos.

b) Conductividad eléctrica:

El compuesto metálico (Ni) podrá conducir la electricidad en cualquier estado como justifica el modelo de gas de electrones, en el que los electrones se mueven libremente permitiendo el paso de la corriente eléctrica.

El compuesto iónico (KBr) podrá conducir la electricidad cuando esté fundido o en disolución, ya que la presencia de cargas y la libertad de movimiento entre ellas permitirán el paso de la corriente eléctrica. (Sin embargo, en estado sólido no es conductor ya que sus iones están ordenados y fijos fuertemente en la estructura iónica sin libertad de movimiento).

El compuesto covalente (F₂) no podrá conducir la electricidad en ningún estado, ya que los electrones permanecen vinculados a los átomos que participan en los enlaces y, por tanto, no se dan las condiciones para conducir la electricidad.



d) Para que se produzca la disolución es necesario que las fuerzas de atracción que ejercen las moléculas del soluto y las del disolvente sean de naturaleza e intensidad similar y puedan intercambiarse. De esta forma, **compuestos iónicos (KBr) serán solubles en agua** ya que ésta, al ser una molécula polar, puede "introducirse" en su estructura y solvatar sus iones. Sin embargo, **compuestos covalentes apolares (F₂) o metálicos (Ni) serán insolubles en agua.**

E33. UNA de las siguientes afirmaciones es CORRECTA. Identifiquela razonando tu respuesta:

- a) Los metales son malos conductores de la electricidad.**
- b) Los compuestos iónicos se encuentran sólidos a temperatura ambiente.**
- c) La unión de un metal con un no metal se produce por enlace covalente.**
- d) Los compuestos iónicos no se disuelven en agua.**

a) Falso. Los metales son excelentes conductores tal y como justifica el modelo de gas de electrones, donde los electrones se mueven libremente y permiten el paso de la corriente.

b) Verdadero. En los compuestos iónicos, un enorme número de cationes y aniones se atraen mutuamente, dando lugar a una estructura tridimensional ordenada (cristal iónico).

Esta perfecta ordenación justifica que se encuentren en estado sólido a temperatura ambiente con puntos de fusión medios y altos en función de su energía reticular.

c) Falso. La diferencia de electronegatividad existente entre un metal y un no metal hace que **su unión se produzca mediante transferencia de electrones (enlace iónico) y no por compartición de ellos (enlace covalente).**

d) Falso. Los compuestos iónicos son solubles en líquidos muy polares, como el agua. El agua, al ser una molécula polar, puede “introducirse” en la estructura reticular del cristal, “desmoronarla” y solvatar sus iones.

**¡¡YA ESTÁN DISPONIBLES LOS 2 GRANDES MANUALES
ACTUALIZADOS PARA EL CURSO 2017/2018!!**

**BACHILLERATO Y PREPARACIÓN PARA
LA PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD**

DISPONIBLE EN: WWW.UNAQUIMICAPARATODOS.COM


“UNA QUÍMICA PARA TODOS”
LIBRO PRINCIPAL

Temario completo (Teoría y problemas) actualizado para el curso 2017/2018
que abarca 1º y 2º de bachillerato y la preparación para las “Pruebas de Evaluación del Bachillerato para el Acceso a la
Universidad”

<p>1. Formulación inorgánica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>2. Formulación orgánica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>3. Átomo <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>4. Enlace Químico <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>5. Disoluciones y Estequiometría <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>6. Termoquímica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p>		<p>7. Cinética</p> <p>8. Equilibrio y solubilidad</p> <p>9. Ácido-Base</p> <p>10. Redox</p> <p>11. Química del Carbono</p> <p>VER DESCUENTOS A GRUPOS 15,00€</p> <p>CONSIGUELO</p> <p>METODOLOGÍA</p>
---	--	--

Nueva Edición 2017 / 2018

CUADERNO DE EJERCICIOS
¡¡Buscando el 10!!

155 ejercicios clasificados por temas y conceptos, resueltos por pasos y cuidadosamente diseñados y
explicados para afianzar la materia y preparar las “Pruebas de Evaluación del Bachillerato para el Acceso a la
Universidad”

<p>1. Formulación inorgánica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>2. Formulación orgánica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>3. Átomo <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>4. Enlace Químico <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>5. Disoluciones y Estequiometría <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>6. Termoquímica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p>		<p>7. Cinética</p> <p>8. Equilibrio y solubilidad</p> <p>9. Ácido-Base</p> <p>10. Redox</p> <p>11. Química del Carbono</p> <p>VER DESCUENTOS A GRUPOS 8,00€</p> <p>CONSIGUELO</p> <p>METODOLOGÍA</p>
---	---	---

Nueva Edición 2017 / 2018

**FORMAS DE PAGO
ACEPTADAS**

INGRESO EN CUENTA

TRANSFERENCIA BANCARIA



PAGAR Y RECOGER EN ACADEMIA OSORIO
CALLE SOL. Nº10. BAJO. 18002. GRANADA

**MANDAR UN WHATSAPP AL
644 88 62 59 PARA RESERVAR**

(SIN GASTOS DE ENVÍO)

Una Química para Todos 2017/2018

Novedades Academia Osorio

www.unaquimicaparatodos.com

UNAS MATEMÁTICAS PARA TODOS

Los libros “Unas Matemáticas para Todos” estarán disponibles para el curso 2017/2018. ¡Pablo Osorio y profesor10demates están trabajando duro en ello!

“Una Química para Todos” MADRID

Academia Osorio estrena nueva academia en **Madrid el 15 de Enero del 2018** especializada en Química de 2º Bachillerato y Selectividad mediante la exitosa metodología “Una Química para Todos” ¡¡Apúntate YA y asegura tu plaza!!

CALLE OQUENDO N°18. 28006. MADRID

644 756 637



“Una Química para Todos” GRANADA

Academia Osorio abre nuevos grupos especializados de **Química y Matemáticas** de 2º Bachillerato y Selectividad clasificados por niveles y notas: **Básicos (< 6), Medios (6-8), Élite (8-10) y Super-Élite (Selectividad ya realizada)**

CALLE SOL N°10 (BAJO). 18002. GRANADA

644 886 259



“Una Química para Todos” ESPAÑA

El equipo de “Una Química para Todos”, expertos en la preparación de Química en Selectividad, estará presente en las principales ciudades de España con el objetivo de guiar a los seguidores de esta exitosa metodología hacia los mejores resultados.

Fecha de comienzo: Mayo 2018

644 756 637

