



GUÍA DE EJERCICIOS ENLACE

Área Química

Resultados de aprendizaje

Aplicar y analizar características de moléculas, para predecir solubilidad, tipo de enlace que la forman y estructura más estable, potenciando el pensamiento lógico y crítico.

Contenidos

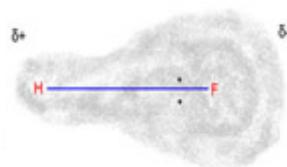
1. Enlace.
2. Estructura de Lewis.
3. Enlace covalente.
4. Enlace iónico.
5. Geometría molecular.
6. Polaridad.
7. Carga formal.

Debo saber

Antes de empezar a realizar estos ejercicios es importante que recordemos algunos conceptos:

Enlace covalente: Un enlace en el que dos electrones son compartidos por dos átomos. En los enlaces covalentes entre átomos polielectrónicos sólo participan los electrones de valencia, la diferencia de electronegatividades entre los elementos que forman el enlace debe ser menor a 1,7.

Enlace covalente polar o enlace polar: Se produce cuando los electrones que forman el enlace pasan más tiempo cerca de un átomo que del otro. Este reparto desigual de electrones es comparable con una transferencia parcial de electrones o un desplazamiento de la densidad electrónica.
Ejemplo:



Enlace covalente apolar: Este tipo de enlace se produce entre átomos de un mismo elemento, es decir, para la formación de moléculas, por ejemplo H_2 , Br_2 , O_2 , etc. En donde la diferencia de electronegatividades es igual a cero.

Enlace iónico: Se produce generalmente cuando la diferencia de electronegatividades de los átomos es mayor a 1,7. Como regla los metales alcalinos y alcalinotérreos tienen mayor probabilidad de



formar cationes en los compuestos iónicos los más aptos para formar aniones son los halógenos y el oxígeno. En consecuencia, la composición de una gran variedad de compuestos iónicos resulta de la combinación de un metal del grupo IA o 2A y un halógeno u oxígeno.

Geometría molecular: Se refiere a la disposición tridimensional de los átomos de una molécula. La geometría que finalmente adopta la molécula (definida por la posición de todos los átomos) es aquella en la que la repulsión es mínima. El enfoque para estudiar la geometría molecular se llama **modelo de la repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV)**, explica de distribución geométrica de los pares electrónicos que rodean el átomo central en términos de la repulsión electrostática entre dichos pares.

Regla del octeto: Propuesta por Lewis, dice que un átomo diferente al H tiende a formar enlaces hasta que se rodea de ocho electrones de valencia, es decir, se forma un enlace covalente cuando no hay suficientes electrones para que cada átomo individual complete su octeto. La regla del octeto funciona principalmente para los elementos del segundo periodo de la tabla periódica. Estos elementos sólo tienen subniveles 2s y 2p, en los que puede haber un total de ocho electrones.

Tipo de molécula	Forma	Disposición electrónica†	Geometría‡	Ejemplos
AX_1E_0	Molécula diatómica			HF, O ₂ , CO
AX_2E_0	Lineal			BeCl ₂ , HgCl ₂ , CO ₂ , PbCl ₂
AX_2E_1	Angular			NO ₂ ⁻ , SO ₂ , O ₃
AX_2E_2	Angular forma "V"			H ₂ O, OF ₂ , SCl ₂
AX_2E_3	Lineal			XeF ₂ , I ₃ ⁻
AX_3E_0	Trigonal plana			BF ₃ , CO ₃ ²⁻ , NO ₃ ⁻ , SO ₃
AX_3E_1	Pirámide trigonal			NH ₃ , PCl ₃
AX_3E_2	Forma de T			ClF ₃ , BrF ₃
AX_4E_0	Tetraédrica			CH ₄ , PO ₄ ³⁻ , SO ₄ ²⁻ , ClO ₄ ⁻
AX_4E_1	Balancín			SF ₄
AX_4E_2	Cuadrada plana			XeF ₄



Ejercicio 1: Las condiciones más favorables para que dos átomos formen un enlace iónico es:

- A) Se encuentren a la derecha en el sistema periódico
- B) Tengan ubicaciones distantes en un mismo período
- C) Pertenezcan a un mismo grupo
- D) Posean tamaños muy diferentes
- E) Tengan una importante diferencia de electronegatividad

La alternativa correcta es la **B**, ya que elementos en ubicaciones distantes en la tabla periódica, favorecen diferencias de electronegatividad mayor a 1,7; por lo tanto este tipo de enlace es de carácter iónico.

Ejercicio 2: De los elementos A de Z=20 y B de Z=17 se puede predecir que: (ayúdate con la tabla periódica)

- I) A tendrá menor electronegatividad que B
- II) B tendrá tendencia a ceder electrones
- III) El compuesto que forman tendrá carácter iónico
- IV) La fórmula del compuesto formado será AB₂

Son correctas:

- A) I y III
- B) II y IV
- C) I, III y IV
- D) II, III y IV
- E) Todas

A (Z=20) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶**4s²** **Grupo II-A Período 4**

B (Z=17) 1s²2s²2p⁶3s²**3p⁵** **Grupo VII-A Período 3**

- I) A es menos electronegativo que B, por su posición en la tabla periódica, ya que los elementos que se encuentran a la derecha de la tabla periódica son más electronegativo.
- II) Como B está en el grupo VII, tiene tendencia a ganar electrones (para quedar con configuración similar al gas noble más cercano y ser más estable).
- III) Al estar A y B alejados en la tabla periódica, y sabiendo que ninguno corresponde al H, podríamos deducir que formarán un enlace iónico.
- IV) La fórmula del compuesto sería AB₂, porque B tiende a ganar un electrón (quedando B⁻) y A tiende a perder dos electrones, quedando A⁺². Ahora si combinamos estos dos iones, se forma AB₂.

Por lo tanto la alternativa correcta es **C**.



Ejercicio 3: Los elementos A y B poseen 8 y 4 electrones respectivamente, por lo tanto se puede afirmar que:

- I) Pertenecen a los grupos VI A y II A del sistema periódico, respectivamente
 - II) Pertenecen al periodo 2 del sistema periódico
 - III) El compuesto formado por ambos está unido por un enlace covalente
 - IV) El compuesto formado por ambos está unido por un enlace iónico
-
- A) I y II
 - B) II y III
 - C) I, II y IV
 - D) I, II y III
 - E) I y IV

Para determinar el grupo y el periodo al cual pertenecen los elementos, debemos realizar la configuración electrónica tenemos:

A	$1s^2 2s^2 2p^4$	Grupo VI-A Período 2
B	$1s^2 2s^2$	Grupo II-A Período 2

Como los elementos pertenecen a los grupos II y VI, (A=oxígeno y B= berilio) se formaría entre ellos un enlace iónico.

Por lo tanto la alternativa correcta es la letra **C**.

Ejercicio 4: ¿Cuál de los siguientes compuestos no constituye una excepción a la regla del octeto de Lewis?

- I) H_2SO_4
 - II) XeF_2
 - III) BF_3
 - IV) NH_3
-
- A) Sólo I
 - B) Sólo II
 - C) Sólo III
 - D) Sólo IV
 - E) II y III

Antes de realizar el ejercicio revisa, el apartado de debo saber (Regla del octeto).



La estructura de Lewis de las moléculas, se muestra en la siguiente tabla:

H ₂ SO ₄	XeF ₂	BF ₃	NH ₃

La única molécula que cumple la regla del octeto, en el átomo central, es el NH₃.

Ejercicio 5: La geometría molecular de las siguientes moléculas es, respectivamente: SnCl₂; XeF₂; BeCl₂

- A) Lineal – angular - angular
- B) Lineal – lineal – lineal
- C) Angular – angular – angular
- D) Angular – lineal – lineal
- E) Angular – lineal – angular

Primero debes realizar la estructura de Lewis para las moléculas. Posteriormente se determina la geometría , teniendo en cuenta que las moléculas covalentes formadas por un átomo central (A), rodeado de ligantes (L) o átomos unidos al átomo central, y de pares electrónicos sin compartir (E), la fórmula que los representa es: AL_mE_n

Donde "m" representa el número de átomos unidos al átomo central y "n" el número de pares electrónicos sin compartir que tiene el **átomo central**. Esta es la nomenclatura que usa el libro guía de química general. En la tabla adjunta, es similar, sólo se reemplazó la L por X.

SnCl ₂ : Al ₂ E (angular)	XeF ₂ : Al ₂ E ₃ (lineal)	BeCl ₂ : Al ₂ (lineal)

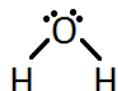
La alternativa correcta es la alternativa D.

Ejercicio 6: Considerando las distintas polaridades de las moléculas y que “lo semejante disuelve lo semejante”, determine ¿Cuál de los siguientes pares de sustancias son solubles en agua?

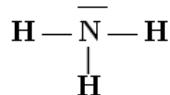
- A) NH₃ y PCl₅
- B) NaCl y PCl₃
- C) XeCl₂ y BCl₃
- D) BeCl₂ y CO₂
- E) CH₄ y SnCl₂



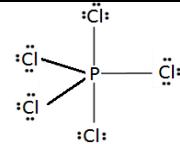
Tenemos que considerar la estructura de Lewis para la molécula de H_2O . Esta molécula es polar, ya que el átomo central (O) tiene electrones sin compartir y además tiene un μ (momento dipolar) distinto de cero, porque la geometría molecular no es simétrica, por lo tanto no hay anulación de los momentos dipolares.



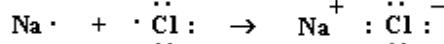
H_2O (POLAR porque tiene e^- libres en el átomo central y no es simétrica)



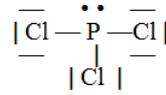
NH_3 (POLAR)



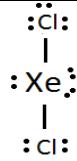
PCl_5 (APOLAR)



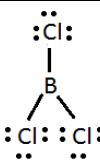
NaCl (POLAR, porque es un compuesto iónico) aunque no hay electrones despareados, en el Na^+ . Este compuesto es polar ya que al disolverse en agua se ioniza en catión Na^+ y en el anión Cl^-



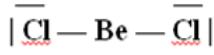
PCl_3 (POLAR)



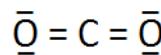
XeCl_2 (POLAR)



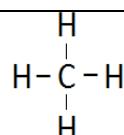
BCl_3 (APOLAR)



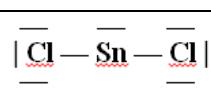
BeCl_2 (APOLAR)



CO_2 (APOLAR)



CH_4 (APOLAR)



SnCl_4 (POLAR)

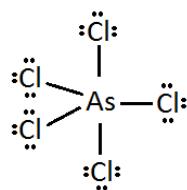
Por lo tanto la alternativa correcta es la B.



Ejercicio 7: La molécula de AsCl_5 tiene estructura geométrica y ángulos de enlace:

- A) Bipiramidal trigonal 120° y 90°
- B) Piramidal 120° y 90°
- C) Octaédrica 90° y 180°
- D) Tetraédrica 109°
- E) Pentagonal 90° y 120°

Para resolver esta pregunta debes hacer la estructura de Lewis y determinar la geometría molecular, de la forma que ya te indicamos.



Al_5 Bipirámide trigonal (ángulos de enlace 90° y 120°)

La alternativa correcta es A.

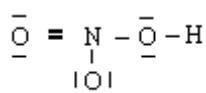
Ejercicio 8: La molécula de ácido nítrico, HNO_3

- A) Posee sólo enlaces simples
- B) Posee un doble enlace entre N y O
- C) Posee dos dobles enlaces entre N y O
- D) Tiene un par de electrones sin enlazar
- E) Tiene un enlace triple entre N y O

Para realizar la estructura de Lewis, debes tener en cuenta que el hidrógeno, es ácido, es decir, siempre en la estructura de Lewis se pondrá unido a un O.

Además el nitrógeno puede formar enlaces múltiples. Finalmente, comprueba la estructura, mediante cargas formales, ya que con esto puedes determinar la estructura más estable.

La estructura de Lewis del HNO_3 es:



Recuerda que $\text{CF} = (\text{electrones de valencia}) - (\text{electrones que rodean al átomo})$.



Las cargas formales para esta molécula son:

$\bar{\text{O}} =$	CF= (6-6)=0
$\begin{matrix} \\ \text{O} \end{matrix}$	CF= (6-7)=-1
$- \bar{\text{O}} -$	CF= (6-6)=0
$= \begin{matrix} \text{N} \\ \end{matrix} -$	CF= (5-4)=1

Finalmente la carga formal de toda la molécula es cero.

Resultados:

Pregunta	Alternativa
1	A
2	C
3	C
4	D
5	D
6	B
7	A
8	B



Responsables académicos

Corregida Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiep@usach.cl

Referencias y fuentes utilizadas

Chang, R.; College, W. (2002). Química. (7a. ed). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A.
Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Carreras Facultad Tecnológica. Unidad I: Estequiométrica. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.