

ENLACE QUÍMICO

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

11 de diciembre de 2014

Atomo muy metálico + Atomo no metálico \Rightarrow **Cristal iónico**

Atomo muy metálico + Atomo no metálico \Rightarrow **Cristal iónico**

Propiedades:

- Sólidos duros
- Altos puntos de fusión y ebullición
- Solubles en disolventes polares
- Fundidos y disueltos son conductores

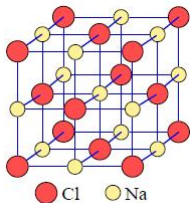
Atomo muy metálico + Atomo no metálico \Rightarrow **Cristal iónico**

Propiedades:

- Sólidos duros
- Altos puntos de fusión y ebullición
- Solubles en disolventes polares
- Fundidos y disueltos son conductores

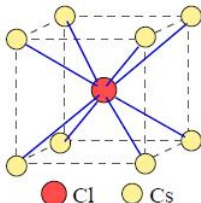
Formación del enlace:

- IONIZACIÓN (Proceso desfavorable)
- ATRACCIÓN ELECTROSTÁTICA (Proceso favorable)



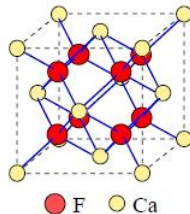
Estructura del NaCl

Cúbico centrado
en caras (fcc)



Estructura del CsCl

Cúbico centrado
en el cuerpo (bcc)



Estructura del CaF₂

Tipo fluorita

Enlace Metálico I

Atomo metálicos y sus aleaciones (acero(Fe + C), bronce (Cu+Sn),...)

Propiedades:

Enlace Metálico I

Atomo metálicos y sus aleaciones (acero(Fe + C), bronce (Cu+Sn),...)

Propiedades:

- Sólidos a T^a ambiente (excepto Hg)
- Redes cristalinas más usuales: fcc, bcc, hex.
- Brillo metálico.
- Variados puntos de fusión y ebullición
- Ductiles y Maleables
- Buenos conductores del calor y de la electricidad (no a $\uparrow T^a$)

Enlace Metálico I

Atomo metálicos y sus aleaciones (acero(Fe + C), bronce (Cu+Sn),...)

Propiedades:

- Sólidos a T^a ambiente (excepto Hg)
- Redes cristalinas más usuales: fcc, bcc, hex.
- Brillo metálico.
- Variados puntos de fusión y ebullición
- Ductiles y Maleables
- Buenos conductores del calor y de la electricidad (no a $\uparrow T^a$)

Formación del enlace:

- Orbitales desocupados
- Bajos Potenciales de Ionización

Enlace Covalente I

Enlace Covalente I

Compartición electrónica entre los átomos implicados

Enlace Covalente I

Compartición electrónica entre los átomos implicados
Los electrones se encuentran localizados

Enlace Covalente I

Compartición electrónica entre los átomos implicados

Los electrones se encuentran localizados

Agrupaciones de 2 o n átomos

Enlace Covalente I

Compartición electrónica entre los átomos implicados
Los electrones se encuentran localizados
Agrupaciones de 2 o n átomos

Tipos de enlace covalente:

Enlace Covalente I

Compartición electrónica entre los átomos implicados

Los electrones se encuentran localizados

Agrupaciones de 2 o n átomos

Tipos de enlace covalente:

- Unión {
 - Sencillo ($\text{Cl}-\text{Cl}$, $\text{H}-\text{Cl}$, NH_3 , ...)
 - Doble ($\text{O}=\text{O}$, $\text{O}=\text{C}=\text{O}$, $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$, ...)
 - Triple ($\text{N}\equiv\text{N}$, $\text{HC}\equiv\text{CH}$, ...)

Enlace Covalente I

Compartición electrónica entre los átomos implicados

Los electrones se encuentran localizados

Agrupaciones de 2 o n átomos

Tipos de enlace covalente:

- Unión $\left\{ \begin{array}{l} \text{Sencillo (Cl-Cl, H-Cl, NH}_3, \dots) \\ \text{Doble (O=O, O=C=O, H}_2\text{C=CH}_2, \dots) \\ \text{Triple (N}\equiv\text{N, HC}\equiv\text{CH, } \dots) \end{array} \right.$

- Polaridad $\left\{ \begin{array}{l} \text{Polar (HCl, H}_2\text{O, PH}_3, \dots) \\ \text{Apolar (Cl}_2, \text{CH}_4, \text{BCl}_3, \dots) \end{array} \right.$

Enlace Covalente I

Compartición electrónica entre los átomos implicados

Los electrones se encuentran localizados

Agrupaciones de 2 o n átomos

Tipos de enlace covalente:

- Unión $\left\{ \begin{array}{l} \text{Sencillo (Cl-Cl, H-Cl, NH}_3, \dots) \\ \text{Doble (O=O, O=C=O, H}_2\text{C=CH}_2, \dots) \\ \text{Triple (N}\equiv\text{N, HC}\equiv\text{CH, } \dots) \end{array} \right.$

- Polaridad $\left\{ \begin{array}{l} \text{Polar (HCl, H}_2\text{O, PH}_3, \dots) \\ \text{Apolar (Cl}_2, \text{CH}_4, \text{BCl}_3, \dots) \end{array} \right.$

- Par electrónico $\left\{ \begin{array}{l} \text{Normal (HCl, SiH}_4, \dots) \\ \text{Coordinado (NH}_4^+, \text{H}_2\text{SO}_4, \dots) \end{array} \right.$

DIAGRAMAS DE LEWIS








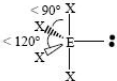







- Hallamos el número de electrones de valencia disponibles de cada átomo, A .
- Calculamos el total de electrones que caben en la capa de valencia, N .
- Calculamos el número de electrones compartidos, $N-A$
- Se colocan los átomos de la molécula con la mayor simetría.
- Dibujamos los pares de electrones compartidos enlazando los átomos.
- Se coloca el resto de electrones no compartidos completando el octeto de cada átomo.

DIAGRAMAS DE LEWIS

- Hallamos el número de electrones de valencia disponibles de cada átomo, A .
- Calculamos el total de electrones que caben en la capa de valencia, N .
- Calculamos el número de electrones compartidos, $N-A$
- Se colocan los átomos de la molécula con la mayor simetría.
- Dibujamos los pares de electrones compartidos enlazando los átomos.
- Se coloca el resto de electrones no compartidos completando el octeto de cada átomo.

**NO APLICAR ESTAS REGLAS PARA LAS EXCEPCIONES,
ATOMOS CON HIPER O HIPOVALENCIA**

Geometria Molecular / Teoria RPECV o VSEPR

VSEPR Geometries					
Steric No.	Basic Geometry 0 lone pair	1 lone pair	2 lone pairs	3 lone pairs	4 lone pairs
2	 <p>Linear</p>				
3	 <p>Trigonal Planar</p>	 <p>Bent or Angular</p>			
4	 <p>Tetrahedral</p>	 <p>Trigonal Pyramid</p>	 <p>Bent or Angular</p>		
5	 <p>Trigonal Bipyramid</p>	 <p>Sawhorse or Seesaw</p>	 <p>T-shape</p>	 <p>Linear</p>	
6	 <p>Octahedral</p>	 <p>Square Pyramid</p>	 <p>Square Planar</p>	 <p>T-shape</p>	 <p>Linear</p>

Fuerzas Intermoleculares e Interiónicas Atractivas

- **Fuerzas Coulombianas** $\left\{ \begin{array}{l} \text{lón - lón (250 kJ/mol)} \\ \text{lón - Dipolo (15 kJ/mol)} \end{array} \right.$

Fuerzas Intermoleculares e Interiónicas Atractivas

- **Fuerzas Coulombianas** $\left\{ \begin{array}{l} \text{lón - lón } (250 \text{ kJ/mol}) \\ \text{lón - Dipolo } (15 \text{ kJ/mol}) \end{array} \right.$
- **Fuerzas de Van der Waals** (\uparrow masa molecular)
 - $\left\{ \begin{array}{l} \text{Keeson} \Rightarrow \text{Dipolo - Dipolo } (2 - 0,3 \text{ kJ/mol}) \\ \text{Debye} \Rightarrow \text{Dipolo - Dipolo Inducido } (0,05 \text{ kJ/mol}) \\ \text{London} \Rightarrow \text{Dipolo Instantáneo - Dipolo Inducido } (2 \text{ kJ/mol}) \end{array} \right.$

Fuerzas Intermoleculares e Interiónicas Atractivas

- **Fuerzas Coulombianas** $\left\{ \begin{array}{l} \text{lón - lón (250 kJ/mol)} \\ \text{lón - Dipolo (15 kJ/mol)} \end{array} \right.$
- **Fuerzas de Van der Waals** (\uparrow masa molecular)
 - $\left\{ \begin{array}{l} \text{Keeson} \Rightarrow \text{Dipolo - Dipolo (2 - 0,3 kJ/mol)} \\ \text{Debye} \Rightarrow \text{Dipolo - Dipolo Inducido (0,05 kJ/mol)} \\ \text{London} \Rightarrow \text{Dipolo Instantáneo - Dipolo Inducido (2 kJ/mol)} \end{array} \right.$
- **Enlace de Hidrógeno**
 - $\left\{ \begin{array}{l} \text{Caracter de enlace localizado} \\ \text{Unión del H con F, O y N} \\ \text{Tipo especial de interacción dipolo-dipolo (20 kJ/mol)} \end{array} \right.$

Sustancias Moleculares

- Apolares (H_2 , CH_4 , ...) o Polares (H_2O , NH_3 , ...).

Sustancias Moleculares

- Apolares (H_2 , CH_4 ,...) o Polares (H_2O , NH_3 ,...).
- Puntos de Fusión y Ebullición Bajos

Sustancias Moleculares

- Apolares (H_2 , CH_4 , ...) o Polares (H_2O , NH_3 , ...).
- Puntos de Fusión y Ebullición Bajos
- Existen Gases (O_2 , N_2 , CH_4 , ...), Líquidos (H_2O , Br_2 , ...) o Sólidas (I_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, ...).

Sustancias Moleculares

- Apolares (H_2 , CH_4 , ...) o Polares (H_2O , NH_3 , ...).
- Puntos de Fusión y Ebullición Bajos
- Existen Gases (O_2 , N_2 , CH_4 , ...), Líquidos (H_2O , Br_2 , ...) o Sólidas (I_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, ...).
- No conducen la electricidad.

Sustancias Moleculares

- Apolares (H_2 , CH_4 , ...) o Polares (H_2O , NH_3 , ...).
- Puntos de Fusión y Ebullición Bajos
- Existen Gases (O_2 , N_2 , CH_4 , ...), Líquidos (H_2O , Br_2 , ...) o Sólidas (I_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, ...).
- No conducen la electricidad.

Sustancias Moleculares

- Apolares (H_2 , CH_4 , ...) o Polares (H_2O , NH_3 , ...).
- Puntos de Fusión y Ebullición Bajos
- Existen Gases (O_2 , N_2 , CH_4 , ...), Líquidos (H_2O , Br_2 , ...) o Sólidas (I_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, ...).
- No conducen la electricidad.

Sustancias Covalentes, Atómicas o Reticulares

- Puntos de Fusión y Ebullición Altos.

Sustancias Moleculares

- Apolares (H_2 , CH_4 , ...) o Polares (H_2O , NH_3 , ...).
- Puntos de Fusión y Ebullición Bajos
- Existen Gases (O_2 , N_2 , CH_4 , ...), Líquidos (H_2O , Br_2 , ...) o Sólidas (I_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, ...).
- No conducen la electricidad.

Sustancias Covalentes, Atómicas o Reticulares

- Puntos de Fusión y Ebullición Altos.
- Sólidos duros

Sustancias Moleculares

- Apolares (H_2 , CH_4 , ...) o Polares (H_2O , NH_3 , ...).
- Puntos de Fusión y Ebullición Bajos
- Existen Gases (O_2 , N_2 , CH_4 , ...), Líquidos (H_2O , Br_2 , ...) o Sólidas (I_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, ...).
- No conducen la electricidad.

Sustancias Covalentes, Atómicas o Reticulares

- Puntos de Fusión y Ebullición Altos.
- Sólidos duros
- Aislantes e Insolubles en cualquier disolvente

Sustancias Moleculares

- Apolares (H_2 , CH_4 , ...) o Polares (H_2O , NH_3 , ...).
- Puntos de Fusión y Ebullición Bajos
- Existen Gases (O_2 , N_2 , CH_4 , ...), Líquidos (H_2O , Br_2 , ...) o Sólidas (I_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, ...).
- No conducen la electricidad.

Sustancias Covalentes, Atómicas o Reticulares

- Puntos de Fusión y Ebullición Altos.
- Sólidos duros
- Aislantes e Insolubles en cualquier disolvente
- Forman redes cristalinas (Diamante C, cuarzo SiO_2 , ...).