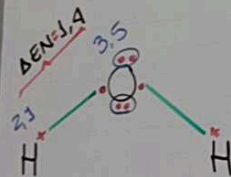
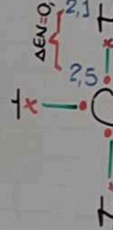
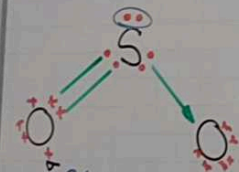


17. I. CO_2 H.A. II. H_2O H.P. III. SO_2 H.P. IV. CH_4 H.A.



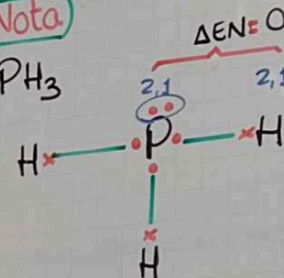
Mol. Polar
E. Polar = 2



Mol. Apolar
E. Apolar = 0

Nota

PH_3



Molécula Polar
E. Apolar = 3

H	P	C	S	N	O	F
2,1	2,1	2,5	2,5	3,0	3,0	3,5

CLASSIFICATION

E. Interatómico
E. Químico
E. Intramolecular

Son más intensos
(más fuertes)

E. Intermolecular
E. Físico
E. F Van Der Waals

Interatómico
Químico
Intramolecular

son más intensos
(más fuertes)

Intermolecular
Físico
Van Der Waals

E. Iónico
E. Electrovalente
E. Heteropolar

$$\Delta EN \geq 1,7$$

(+) (-)
Metal + No Metal
Transferencia e^-

↓ E.N ↑ E.N
E. Covalente
E. Homopolar
E. Comp. Moleculares

$$\Delta EN \leq 1,7$$

No Metal + No Metal
Compartición e^-

E. Metálico

Metal + Metal

* Son fuerzas
* Excepciones

- * $T_F - T_{eb}$
- * Solubles
- * Forman
- * Unidad Estructural
- * A $T_{ambiente}$
- * Conducen la q_e
- * No conducen la q_e

* Son fuerzas
* Excepciones

- * $T_F - T_{eb}$
- * Solubles
- * Forman
- * A $T_{ambiente}$
- * Conducen la q_e
- * Son quebradizos

* Se puede imaginar como un catión

* Da las características a las propiedades de los Metales

* Ejemplo

- : Electrostáticas (Eléctricas)
- : $BeO - AlCl_3 - BeF_2 - BeCl_2$
- : $BeBr_2 - BeI_2 \rightarrow$ E. covalente
- : Altas
- : H_2O
- : Agregados, Ordenados de Iones
- : Unidad Fórmula
- : Sólidos Cristalinos
- : En solución acuosa o fundidos
- : En estado sólido

- : Electromagnéticas
- : $NH_4Cl - NH_4NO_3 - NH_4OH - (NH_4)_2SO_4$
- : $(NH_4)_3PO_4 \rightarrow$ E. iónico
- : Bajas
- : C_6H_6, CCl_4, CS_2
- : Moléculas (Unidad Estructural)
- : Sólido, Líquido y Gaseoso
- : No. Excepto: Grafito
- : S. Excepto: Diamante

: Inmerso en un Mar de e^-

: Brillo, Conductividad eléctrica, Maleable, Ductibilidad, etc

: "Algunas" Aleaciones (Bronce)

Clasificación

1. Según el #

a. E. Normal

E. Simples

E. Dobles

E. Triples

b. E. Dativa (Coordina)

2. Según su

a. E. Polar

: Generalmente diferentes
Excepto: P

: Desigual

: El átomo Polar

: Si el átomo de los á

: Electrostáticas (Eléctricas)

: BeO - AlCl₃ - BeF₂ - BeCl₂
BeBr₂ - BeI₂ → E. Covalente

: Altas

: H₂O

: Agregados Ordenados de Iones

: Unidad Fórmula

: Sólidos Cristalinos

: En solución acuosa o fundidos

: En estado sólido

: Electromagnéticas

: NH₄Cl - NH₄NO₃ - NH₄OH - (NH₄)₂SO₄
(NH₄)₃PO₄ → E. iónico

: Bajas

: C₆H₆, CCl₄, CS₂

: Moléculas (Unidad Estructural)

: Sólido, Líquido y Gaseoso

: No. Excepto: Grafito

: Si. Excepto: Diamante

: Inmerso en un Mar de e⁻

: Brillo, Conductividad eléctrica,
Maleable, Ductibilidad, etc

: "Algunas" Aleaciones (Bronce)

Clasificación del E. Covalente

Según el #e⁻ compartidos

a. E. Normal → A — B

→ E. Simples → A — B → 1N

→ E. Dobles → A = B → 2N

→ E. Triples → A ≡ B → 3N

b. E. Dativos (Coordinados) → A : B

2. Según Su Polaridad

a. E. Polar → $0.4 < \Delta EN \leq 1.7$ $\mu_R > 0$

∴ Generalmente se presenta entre No Metales diferentes (H₂O, NH₃, SO₂).

Excepto: PH₃ (Molécula Polar con enlaces apolares)

∴ Desigual compartición de e⁻

∴ El átomo central posee e⁻ libres → Molécula Polar

∴ Si el átomo central no posee e⁻ libres, pero uno de los átomos que rodea al central es dife-

rente a los demás → Molécula Polar

b. E. Apolar (Homonuclear, Puros) $\mu_R = 0$

∴ Generalmente se presenta entre No Metales iguales (O₂, N₂, Cl₂) → $\Delta EN = 0$

∴ En moléculas Heteroatómicas (CO₂, CH₄, CCl₄) → $0 < \Delta EN \leq 0.4$

∴ Equitativa compartición de e⁻.

∴ El átomo central no posee e⁻ libres → Molécula Apolar

3. Según el Par Enlazante

a. E. Simple → E. Normal + E. Dativo

b. E. Múltiple → E. Dobles + E. Triples

2x

x

3x

-3