

The background is a deep blue gradient with a subtle pattern of small white dots, resembling a starry sky. Overlaid on the left side are several concentric white circles and a large circular scale with degree markings from 150 to 260. Arrows indicate a counter-clockwise direction of rotation. In the upper right, there are more concentric circles with arrows, and a dashed line with an arrow points from the scale area towards them.

ENLACE QUÍMICO

UNIDAD 4

ENLACE QUÍMICO

Definición

Se denomina enlace químico a la fuerza que mantiene unidos a los átomos en moléculas y compuestos

La unión química es de naturaleza electrónica, los átomos se unen a través de electrones o por transferencia de electrones.

CLASIFICACIÓN



**ENLACE IÓNICO o
ELECTROVALENTE**



ENLACE COVALENTE



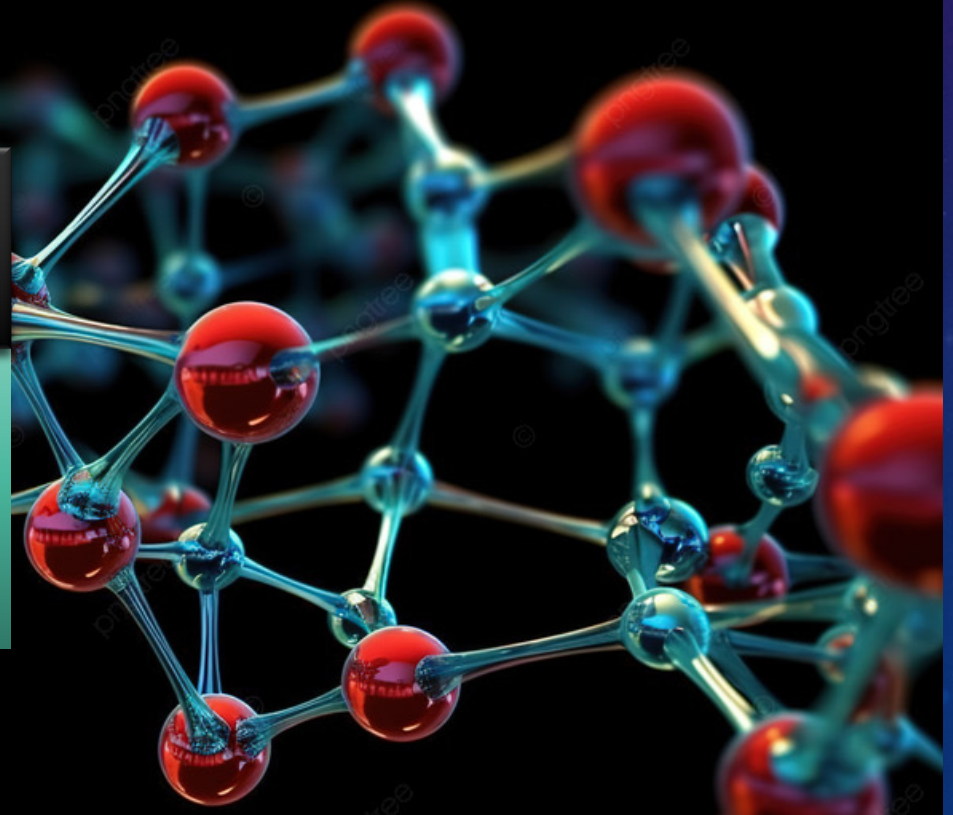
Covalente no polar



Covalente polar



**Covalente dativo o
coordinado**



ELECTRONES DE VALENCIA

Son aquellos electrones que intervienen en los enlaces químicos

Para los elementos representativos son los que figuran en la última capa

El número de electrones de valencia en la última capa para cualquier elemento representativo coincide con el grupo al cual pertenece el elemento



Ejercitación

Utilizando la Tabla Periódica indique los electrones de valencia que tienen los siguientes elementos representativos:

- a) Li**
- b) B**
- c) F**
- d) Bi**

SÍMBOLOS DE LEWIS

Consiste en escribir el símbolo de un elemento indicando con cruces o puntos los electrones de valencia.

 **Completar:**

K ; Sr ; Al ; C ; P

O ; Cl ; Xe ; He

REGLA DEL OCTETO

Cuando dos o más átomos se combinan químicamente, reordenan sus electrones de valencia, de manera de tener ocho electrones en la última capa.

Tienden a tener la configuración electrónica del gas noble más próximo

El único elemento que tiende a tener la configuración electrónica del Helio es el hidrógeno por tener un electrón de valencia.

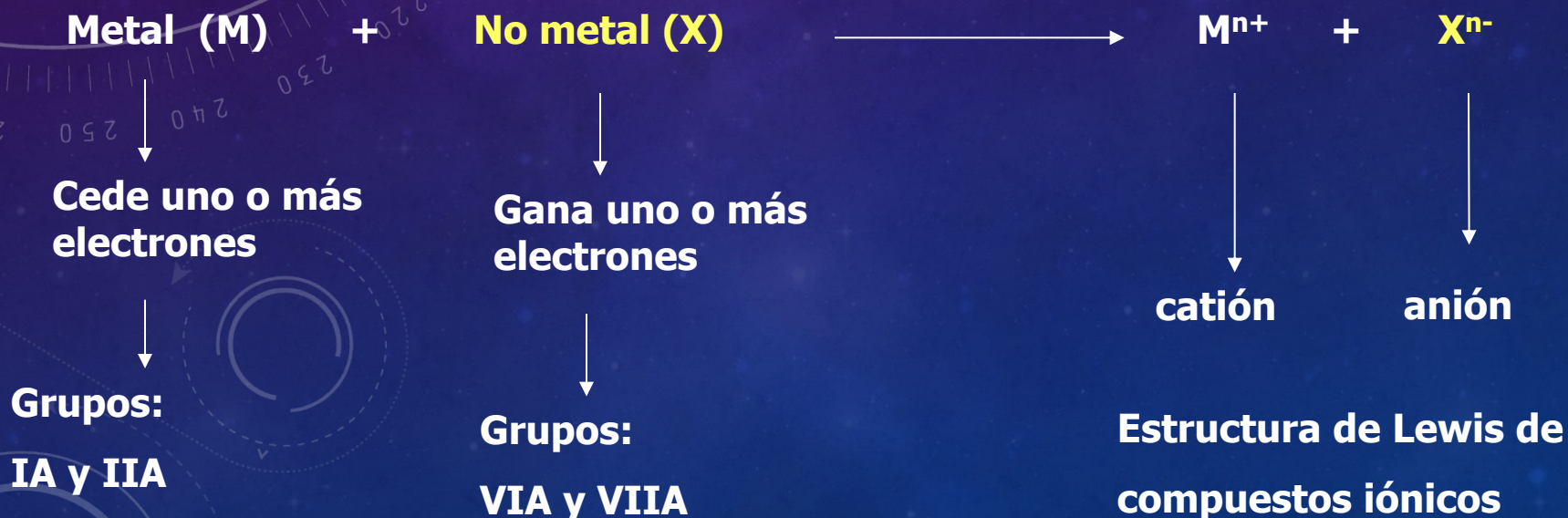
ENLACE IÓNICO o ELECTROVALENTE

Consiste en una transferencia de electrones entre dos elementos distintos.

El enlace iónico se origina cuando se combina un elemento metálico con otro no metálico. El metal cede electrones en tanto que el no metal los acepta.

Cuando un metal pierde electrones se convierte en un ión positivo denominado catión, en cambio cuando un no metal gana electrones se transforma en un ión negativo llamado anión.

La formación de un compuesto iónico puede representarse mediante la siguiente ecuación:



EJERCITACIÓN

Escriba los símbolos de Lewis de los siguientes átomos, complete la ecuación y escriba la estructura de Lewis del compuesto iónico que se forma.

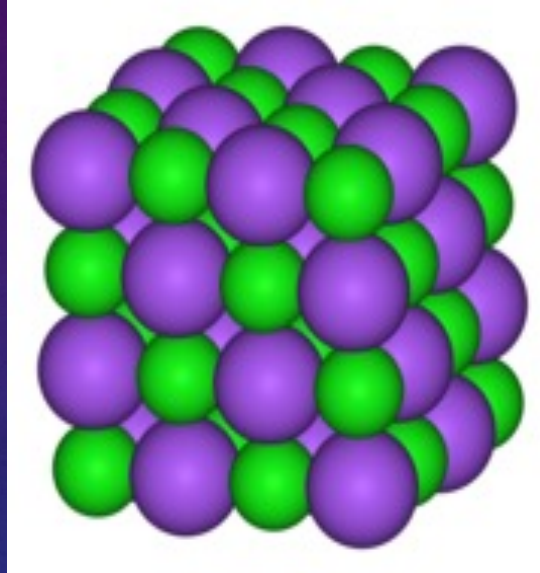


PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

-  Los compuestos iónicos son sólidos en condiciones ordinarias de presión y temperatura
-  Los sólidos iónicos son enormes agregados de cationes y aniones que tienen una disposición espacial determinada
-  Tienen puntos de fusión altos ($> 400^{\circ}\text{C}$)
-  Muchos son solubles en agua
-  La mayoría son insolubles en disolventes orgánicos
-  Al estado sólido son malos conductores de la corriente eléctrica.
-  Los compuestos fundidos y las soluciones acuosas conducen la corriente eléctrica



En los compuestos iónicos los cationes y aniones tienen una distribución espacial determinada en el sólido.



Estructura cristalina del cloruro de sodio.

Esferas grandes : Cl^-

Esferas pequeñas : Na^+

ENLACE COVALENTE

Consiste en la compartición de un par de electrones entre dos átomos.

Este enlace se origina cuando se combinan dos o más elementos no metálicos.

Los electrones del par deben tener spines opuestos

Los electrones compartidos pertenecen por igual a ambos átomos

El enlace covalente se clasifica:

- Covalente no polar
- Covalente polar
- Covalente dativo o coordinado

En el enlace covalente pueden darse los siguientes casos:

- Enlace covalente simple: cuando se comparte un par de electrones de espines opuestos entre los átomos. El par electrónico se representa mediante un pequeño segmento entre los átomos.
- Enlace covalente doble: cuando se comparten dos pares de electrones entre los átomos. En este caso hay dos segmentos paralelos entre los átomos.
- Enlace covalente triple: cuando se comparten tres pares de electrones

ESTRUCTURAS DE LEWIS PARA COMPUESTOS COVALENTES

MÉTODO DEL CALCULO

1) Electrones Necesarios EN: número de electrones necesarios para que todos los átomos de la molécula o ión tengan ocho electrones en la última capa, excepto el hidrógeno que necesita dos electrones

2) Electrones de Valencia EV: es el número total de electrones, que se calcula en base a los electrones que tiene cada átomo en su última capa.

- Para iones cargados negativamente, *sumar* al total el número de electrones igual a la carga del anión.

- Para iones cargados positivamente, *restar* el número de electrones igual a la carga del catión.

3) Electrones Compartidos EC: el número total de electrones compartidos entre los átomos de la molécula o ión, se calcula usando la relación:

$$EC = EN - EV$$

4) Electrones No Compartidos ENC: Se calcula por la relación:

$$ENC = EV - EC$$

ENLACE COVALENTE NO POLAR

Este enlace se forma cuando comparten un par electrónico de espines opuestos dos átomos de similar electronegatividad.

Ejemplos: H_2 ; F_2 , O_2 ; N_2

Son moléculas no polares. Las moléculas no polares se consideran que son esféricas y eléctricamente neutras.

La estructura de Lewis de estas moléculas se representan mediante:

a) Electrón-punto: $\text{H} : \text{H}$

b) Guiones: $\text{H} - \text{H}$

El elemento hidrógeno en las uniones químicas se comporta como NO METAL

EJERCICIOS

Haga las estructuras de Lewis de electrón-punto y de guiones de las siguientes moléculas , aplicando el Método del Cálculo.

a) Cl_2

EN:

EV:

EC:

ENC:

b) O_2

EN:

EV:

EC:

ENC:

c) N_2

EN:

EV:

EC:

ENC:

ENLACE COVALENTE POLAR

Se denomina al enlace que se produce cuando se unen dos elementos no metálicos diferentes que tienen distinta electronegatividad.

En función de esto el par electrónico se halla desplazado parcialmente hacia el átomo de mayor electronegatividad. El desplazamiento parcial se representa mediante la letra griega delta (δ), que se escribe sobre cada elemento.

Al átomo de menor electronegatividad le corresponde δ^+ , debido a que pierde parcialmente el par electrónico. En cambio sobre el elemento de mayor electronegatividad se coloca δ^- que indica que ha ganado parcialmente el par electrónico.

Por ejemplo la molécula de ácido fluorhídrico que presenta un enlace covalente polar, la estructura de Lewis se representa de la siguiente manera:



Es una molécula polar porque dentro de la molécula existe un centro de carga positivo y otro negativo que no coinciden. La molécula en su totalidad es eléctricamente neutra.

En estos casos también se dice que la molécula es DIPOLAR. Generalmente se representa:



1) Haga las estructuras de Lewis de electrón-punto y de guiones de las moléculas, aplicando el Método del Cálculo.

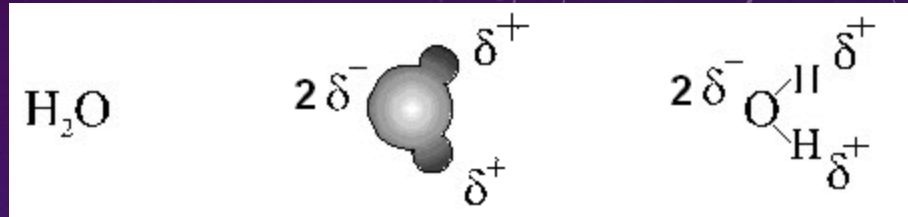
a) Agua

EN:

EV:

EC:

ENC:



b) Amoníaco

EN:

EV:

EC:

ENC:

ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

En este caso dos átomos comparten un par electrónico pero solo uno de ellos aporta el par.

Este enlace se presenta generalmente entre los oxoácidos.

Haga las estructuras de Lewis de electrón-punto y de guiones de las siguientes moléculas , aplicando el Método del Cálculo.

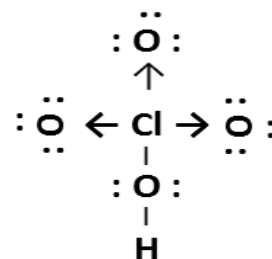
a) HClO_4

$$\text{EN: } 1 \times 2 + 1 \times 8 + 4 \times 8 = 42 \text{ e}^-$$

$$\text{EV: } 1 \times 1 + 1 \times 7 + 4 \times 6 = 32 \text{ e}^-$$

$$\text{EC: } 44 \text{ e}^- - 32 \text{ e}^- = 10 \text{ e}^-$$

$$\text{ENC: } 32 \text{ e}^- - 10 \text{ e}^- = 22 \text{ e}^-$$



El HClO_4 es un compuesto derivado del cloro, denominado átomo central. Para hacer la estructura de Lewis se escribe el átomo central y al su alrededor en forma simétrica se ubican los átomos de oxígeno, estando el hidrógeno unido a un átomo de oxígeno.

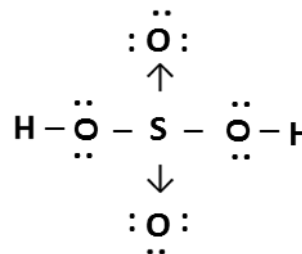
b) H_2SO_4

$$\text{EN: } 2 \times 2 + 1 \times 8 + 4 \times 8 = 44 \text{ e}^-$$

$$\text{EV: } 2 \times 1 + 1 \times 6 + 4 \times 6 = 32 \text{ e}^-$$

$$\text{EC: } 44 \text{ e}^- - 32 \text{ e}^- = 12 \text{ e}^-$$

$$\text{ENC: } 32 \text{ e}^- - 12 \text{ e}^- = 20 \text{ e}^-$$



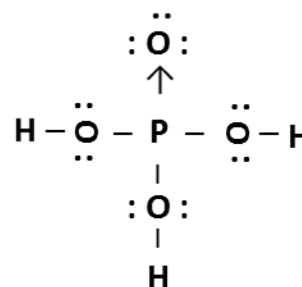
c) H_3PO_4

$$\text{EN: } 3 \times 2 + 1 \times 8 + 4 \times 8 = 46 \text{ e}^-$$

$$\text{EV: } 3 \times 1 + 1 \times 5 + 4 \times 6 = 32 \text{ e}^-$$

$$\text{EC: } 46 \text{ e}^- - 32 \text{ e}^- = 14 \text{ e}^-$$

$$\text{ENC: } 32 \text{ e}^- - 14 \text{ e}^- = 18 \text{ e}^-$$



d) H_2SO_3

EN:

EV:

EC:

ENC:

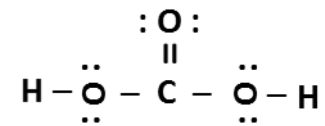
e) H_2CO_3

EN:

EV:

EC:

ENC:



f) SO₂

EN:

EV:

EC:

ENC:

g) HClO₃

EN:

EV:

EC:

ENC:

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES

Los compuestos covalentes pueden ser:

a) Moleculares.

- ✓ Se caracterizan por existir como moléculas independientes.
- ✓ Se presentan en estado gaseoso (Ej: Cl_2), líquido (Ej: Br_2) o sólido (Ej: I_2).
- ✓ Sus moléculas son no polares.
- ✓ Son poco solubles en agua.
- ✓ No conducen la corriente eléctrica.

b) Macromoleculares.

- ✓ Son grandes agregados de átomos, que se hallan unidos por enlaces covalentes (Ej. diamante, grafito, cuarzo)
- ✓ Poseen elevado punto de fusión.
- ✓ Son poco volátiles.
- ✓ No conducen la corriente eléctrica, con excepción del grafito.

PARAMAGNETISMO

Un átomo, molécula o ión es paramagnético cuando es atraído por un campo magnético, debido a que tiene uno o más electrones desapareados.

DIAMAGNETISMO

Un átomo, molécula o ión es diamagnético cuando no es atraído por un campo magnético, debido a que tiene todos sus electrones apareados.

Para determinar las propiedades magnéticas: a) En un átomo se hace en base a los electrones que tiene en la última capa; b) En una molécula se calcula el número total de electrones de valencia. Si el número total de electrones de valencia en la molécula es par, la molécula es diamagnética, en cambio si es un número impar la molécula o el ión es paramagnética.

Ejercicios. Determine las propiedades magnéticas de las siguientes especies químicas:

a) Na

b) N

c) O₃

d) Ca

e) Br₂

f) CN⁻

g) CO₂

h) O₂⁺

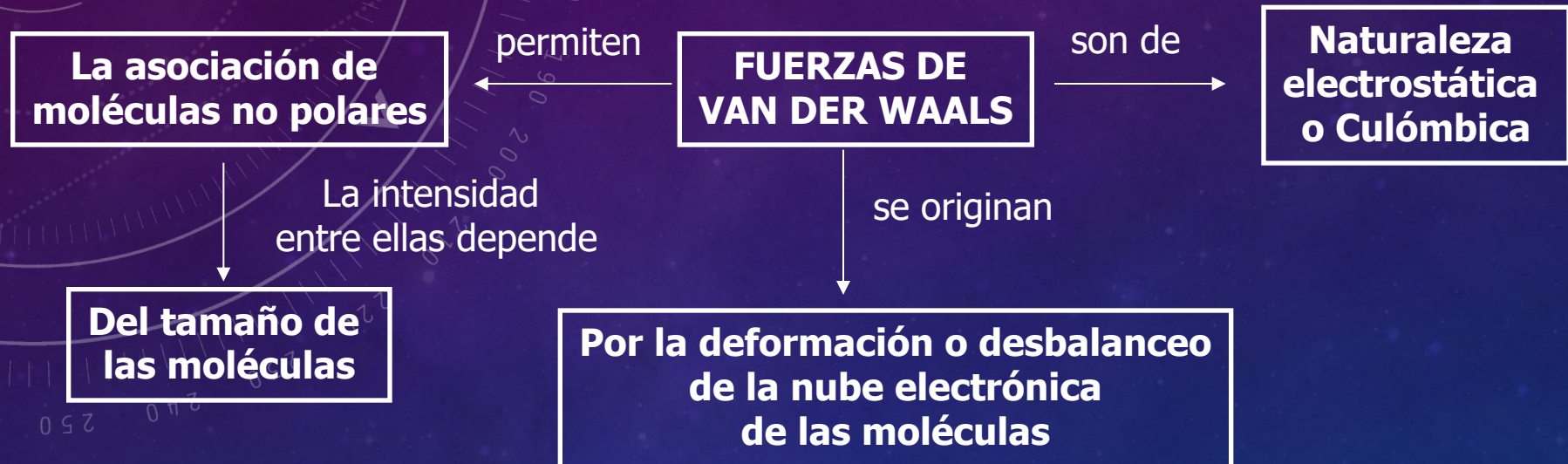
i) NO₂

FUERZAS INTERMOLECULARES

Son fuerzas que se producen entre moléculas. Las más importantes son:

a) Fuerzas de van der Waals; b) Enlace hidrógeno o enlace puente hidrógeno

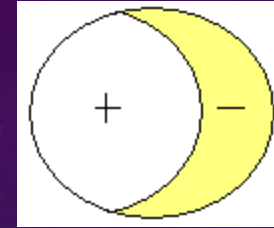
FUERZAS DE VAN DER WAALS



Las fuerzas de Van Der Waals permiten explicar como se pueden atraer moléculas no polares (O_2 , Cl_2 , N_2). En determinadas condiciones la molécula no polar que se considera esférica se produce dentro de la misma un desplazamiento de la nube electrónica generando un centro de carga positiva y otro negativo que no coinciden, es decir la molécula se ha autopolarizado o autoionizado. Esta molécula polarizada en forma transitoria polariza a las moléculas vecinas originándose entre ellas una fuerza de atracción.



Molécula no polar sin polarizar



Molécula no polar autopolarizada

Las fuerzas de Van Der Waals son de naturaleza electrostática porque se producen entre moléculas que tienen cargas eléctricas transitorias.

La intensidad de esta fuerza es inversamente proporcional al tamaño de las moléculas.

En símbolos: $I \propto 1 / \text{tamaño molécula}$

ENLACE DE HIDRÓGENO O ENLACE PUENTE HIDRÓGENO

Un átomo de hidrógeno hace de puente entre dos átomos electronegativos

se origina cuando

Este tipo de enlace

para que ocurra

La moléculas deben contener

Como mínimo un átomo de hidrógeno

El átomo electronegativo debe tener como mínimo un par electrónico libre

El átomo de hidrógeno debe estar unido a un átomo de alta electronegatividad

Para que las moléculas de una misma sustancia o entre moléculas de sustancias diferentes se encuentren asociadas o unidas por enlaces de hidrógeno es necesario, que la molécula tenga por lo menos un átomo de hidrógeno el cual debe estar a un átomo de alta electronegatividad.

Por ejemplo, las moléculas que cumplen con estos requisitos son:

Esquematice los puentes de hidrógeno que unen a las moléculas: a) a las moléculas de HF líquido; b) H₂O líquida.