



Materiales Educativos GRATIS

QUIMICA

SEGUNDO

FUNDAMENTO DE ENLACE COVALENTE



El azúcar es un compuesto químico que forma parte de nuestra alimentación diaria, su nombre científico es sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$), y conocemos algunas de sus cualidades, ya que la empleamos con frecuencia. Por ejemplo, si calentamos el azúcar, esta se derrite con facilidad; ¿cuál es la razón?, ¿qué tipo de enlace químico presenta esta sustancia formada por carbono, hidrógeno, y oxígeno? Esta y otras preguntas se resolverán en este tema.



1. Enlace covalente

Se produce entre átomos neutros, generalmente no metálicos, los cuales se mantienen unidos por compartición de electrones.

En 1923 Lewis plantea su teoría de enlace químico por pares de electrones y anuncia que el octeto se logra por medio de compartición de electrones.



2. Fundamento de enlace covalente

Compartición de electrones

Los átomos no metálicos aportan electrones de orbitales semillenos, con la finalidad de formar orbitales llenos, que luego van a ser compartidos por ambos, produciendo la atracción electromagnética.

3. Tipos de enlace covalente

Se clasifican teniendo en cuenta lo siguiente:

A. De acuerdo con la polaridad del enlace:

a) Enlace covalente apolar



Llamado también enlace covalente puro, debido a que se presenta cuando se unen átomos idénticos o de igual electronegatividad (átomos de un mismo elemento). Se cumple que la diferencia de electronegatividad es cero:

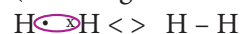
$$\Delta EN = 0$$

Ejemplo:

H_2 ; Cl_2 ; O_2 ; O_3 ; N_2 ; etc

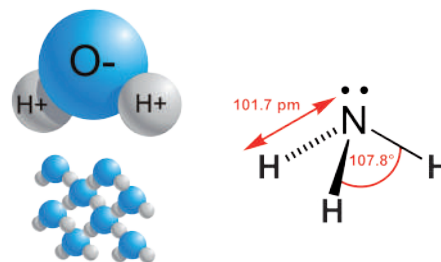
Hidrógeno molecular (H_2)

(El hidrógeno tiene 1e⁻ de valencia)



$$\Delta EN = 0$$

b) Enlace covalente polar



Llamado también heteropolar, debido que la compartición de pares de electrones no es equitativa, es decir, uno de los

átomos es más electronegativo que el otro (atrae con mayor fuerza a los electrones). Se presenta en átomos de elementos diferentes, por lo que la diferencia de electronegatividad es mayor a cero pero menor que 1,7.

$$0 < \Delta EN < 1,7$$

Ejemplos: H_2O ; HCl ; CO_2 ; NH_3 ; CH_4 ; etc.
Agua (H_2O)



EN del (O) = 3,5

EN del (H) = 2,1

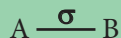
$\Delta EN = 3,5 - 2,1 = 1,4$

$$\Delta EN = 1,4$$

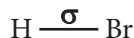
B. De acuerdo con el número de pares de electrones compartidos

a) Enlace simple

Comparte un par de electrones enlazantes entre dos átomos. Considerado también como enlace sigma (σ).



Ejemplo:



b) Enlace múltiple

Comparte dos o más pares de electrones enlazantes entre dos átomos.

* Enlace doble:

Comparte 2 pares de e⁻ enlazantes, 1 enlace tipo sigma (σ) y 1 enlace tipo pi (π)



* Enlace triple:

Comparte 3 pares de e⁻ enlazantes, 1 enlace sigma (σ) y 2 enlaces tipo pi (π)



4. Propiedades de los compuestos covalentes

a) A temperatura ambiente se les puede encontrar cómo sólidos (sacarosa), líquidos (agua), o gases (CO_2) constituidos por moléculas.

- b) Poseen bajo punto de fusión
- c) La mayoría de sus líquidos son insolubles en agua pero sí son solubles en otros solventes como la bencina.
- d) Generalmente son malos conductores eléctricos en cualquier estado físico.
- e) Generalmente se consideran compuestos covalentes a los ácidos, óxidos ácidos, hidruros no metálicos, compuestos orgánicos, aunque existen algunas excepciones.

5. Estructura de los compuestos covalentes

Se produce por compartición de electrones con fines prácticos; para desarrollar la estructura Lewis de las moléculas se debe tener en cuenta:

- ❖ Disponer a los átomos lo más simétricamente posible, colocando en el centro al átomo que pueda formar mayor número de enlaces, de tal forma que los átomos más externos sean los que solo formen un enlace (generalmente el hidrógeno).
- ❖ Unir los átomos de afuera hacia adentro, de acuerdo con los enlaces que puedan formar.

Recuerda

El hidrógeno alcanza 2e⁻ y los otros no metales 8 electrones.

Ejemplos:

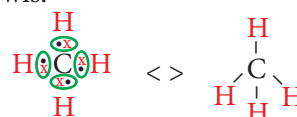
❖ Metano (CH_4)

La molécula indica:

Un átomo de C (4e⁻ de valencia) $\rightarrow \cdot \dot{C} \cdot$

Cuatro átomos de H (1e⁻ de valencia) $\rightarrow 4H^{\times}$

Según Lewis:



Conclusión:

En la molécula del metano hay:

- Cuatro enlaces simples o sigma
- Ningún par solitario

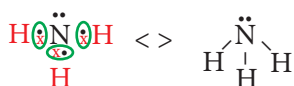
❖ Amoníaco (NH_3)

La molécula indica:

Un átomo de N (5e⁻ de valencia) $\rightarrow \cdot \ddot{N} \cdot$

Tres átomos de H (1e⁻ de valencia) $\rightarrow 3H^{\times}$

Según Lewis:



Conclusión:

En la molécula de amoníaco hay:

- Tres enlaces simples o sigma
- Un par de electrones solitarios o no enlazantes

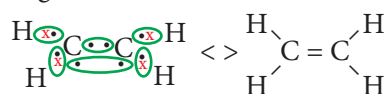
❖ Etileno o eteno (C_2H_4)

La molécula indica:

2 átomos de C ($4e^-$ de valencia) $\rightarrow 2 \cdot \dot{C} \cdot$

4 átomos de H ($1e^-$ de valencia) $\rightarrow 4H^x$

Según Lewis:

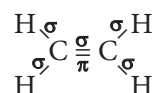


Conclusión:

En la molécula de etileno hay:

- Cuatro enlaces simples o sigmas
- Un enlace doble o múltiple en el que hay un enlace sigma y un enlace simple pi

Visualizando los enlaces sigmas y pi en C_2H_4 .



- En total: $\sigma = 5$ y $\pi = 1$

Trabajando en clase

Integral

1. Indica qué compuestos presentan enlace covalente apolar.

- ❖ H_2O
- ❖ O_2
- ❖ NH_3
- ❖ $NaCl$
- ❖ CH_4
- ❖ H_2

Resolución:

Es covalente apolar: generalmente cuando está formado por no metales iguales. Analizemos cada sustancia:

❖ H_2O covalente polar

No metal No metal

(No metales diferentes H y O)

❖ O_2 covalente apolar

(No metales iguales O y O)

❖ NH_3 Covalente polar

No metal No metal

(No metales diferentes N y H)

❖ $NaCl$ enlace iónico

metal No metal

(metal y no metal)

❖ C_2H_4 covalente polar

No metal No metal

(No metales diferentes C y H)

❖ H_2 covalente apolar

No metales iguales (H y H)

Rpta.: Las sustancias que presentan enlace covalente apolar son el O_2 y H_2 .

2. Indica qué sustancias presentan enlace covalente polar.

- ❖ Na_2O
- ❖ CO_2
- ❖ $NaCl$
- ❖ HCl
- ❖ O_3
- ❖ H_2O

3. Indica las propiedades de los compuestos covalentes.

- I. Están formados por no metales.
- II. Son malos conductores eléctricos.
- III. Tienen alto punto de fusión.

4. ¿Qué compuesto covalente presenta en su molécula dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno?

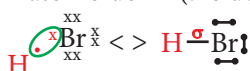
UNMSM

5. Determina el tipo de enlace y los pares de electrones libres o solitarios que presenta el ácido bromhídrico (HBr).

Resolución:

La molécula indica:

- ❖ 1 átomo de H (1 e⁻ de valencia)
- ❖ 1 átomo de Br (7 e de valencia)



Rpta:

Tipo de enlace: covalente polar

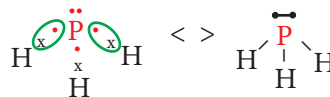
- ❖ Un enlace sigma (σ)
 - ❖ Tres pares de electrones solitarios (libres)
6. Determina el tipo de enlace y los pares de electrones libres que presenta el oxígeno molecular (O₂)
Dato: el oxígeno tiene 6 e⁻ de valencia.
7. ¿Cuál es la fórmula del compuesto covalente que presenta en su molécula un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno?

8. Escribe V o F respecto al enlace covalente.
- Se forman por compartición de electrones de valencia entre dos átomos. ()
 - Generalmente se presenta entre dos elementos no metálicos. ()
 - Es polar si la diferencia de electronegatividad de los átomos está entre 2 y 4. ()

Resolución:

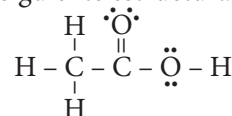
- Es falso, ya que no solo se presenta entre dos átomos pueden intervenir más de dos átomos como el azúcar (C₁₂H₂₂O₁₁)
 - Es verdadero, generalmente se presenta dos elementos no metálicos.
 - Es falso, que el ΔEN debe ser menor a 1,7
- Rpta.: FVF
9. Escribe V o F respecto al enlace covalente.
- El agua presenta enlace covalente polar. ()
 - El ozono (O₃) presenta enlace covalente apolar. ()
 - La molécula de dióxidos de azufre está conformada por 1 átomo de azufre y 2 átomos de oxígeno. ()

10. ¿Cuántos enlaces sigma presenta la fosfina (PH₃) en la siguiente estructura de Lewis?



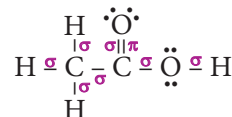
11. Determina la diferencia de electronegatividad (ΔEN) del agua (H₂O)
EN(H)=2,1
EN(O)=3,5

12. El ácido acético CH₃COOH es un ácido orgánico que tiene la siguiente estructura de Lewis:



Indica la cantidad de enlaces sigma, pi y pares de electrones libres que posee la molécula.

Resolución:

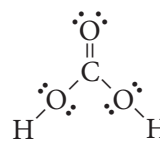


Conclusión:

- ❖ Hay siete sigma y un pi
- ❖ Hay cuatro pares de electrones libres

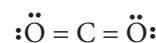
UNI

13. El ácido carbónico H₂CO₃ tiene la siguiente estructura de Lewis:



Indica la cantidad de enlaces sigma y pi

14. Escribe la fórmula del compuesto covalente que tiene la siguiente estructura Lewis.



15. Escribe la fórmula del compuesto covalente que tiene la siguiente estructura Lewis:

