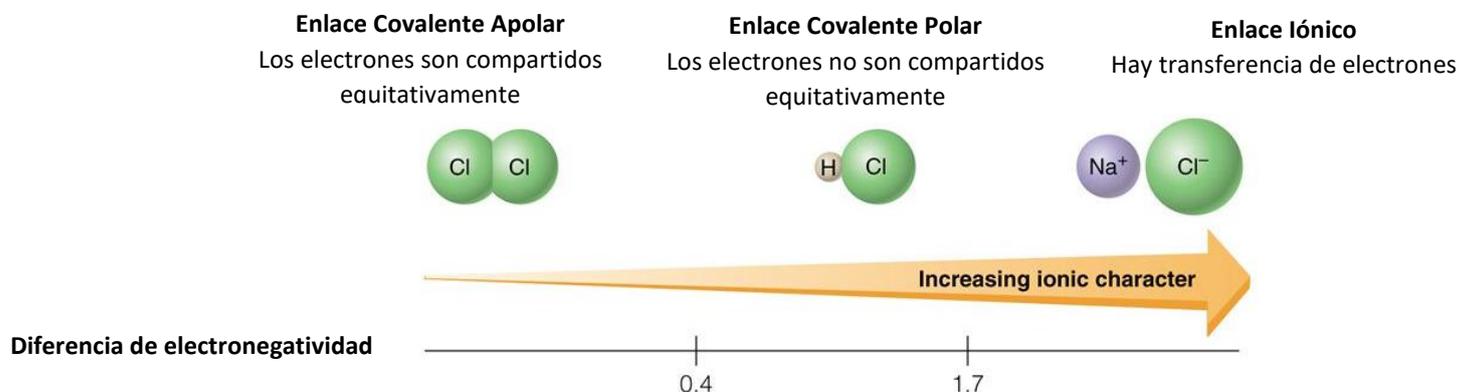


Resolución de Ejercicios Tema 1

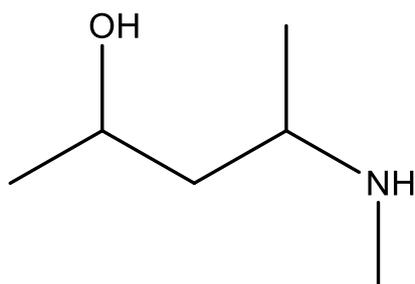
Tipos de enlace y electronegatividad



Ejercicio 1

- NH₃:** Esta molécula se compone por 3 enlaces N-H. La diferencia de electronegatividad entre el nitrógeno y el hidrógeno es 0.9, por lo que la molécula de amoníaco presenta enlaces del tipo **covalente polar**. Esto quiere decir que hay cargas parciales positivas sobre los átomos de hidrógeno y cargas parciales negativas sobre los átomos de nitrógeno. La molécula de amoníaco **se disuelve en agua** ya que puede formar enlaces de hidrógeno.
- CH₄:** El metano tiene 4 enlaces C-H. La diferencia de electronegatividad entre carbono e hidrógeno es 0.4, por lo que los enlaces son **covalentes apolares**. Esta molécula es hidrofóbica y **no se va a disolver en agua**.
- NaCl:** La diferencia de electronegatividad entre el sodio y el cloro es de 2.1. Los átomos interactúan a través de **enlaces iónicos**. Esta sustancia **se disuelve en agua**, ya que los iones interactúan con moléculas de agua a través de las cargas eléctricas.

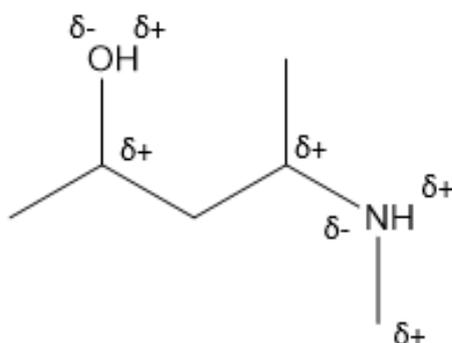
Ejercicio 2



La molécula presentada tiene 6 tipos de enlace:

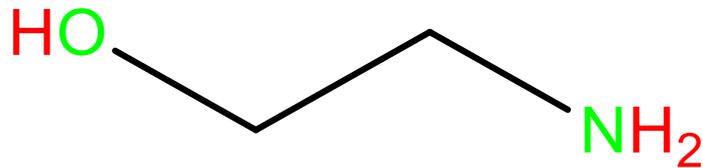
Átomos del enlace	Diferencia de Electronegatividad	Tipo de enlace
C-H	0.4	Enlace Covalente Apolar
C-C	0	Enlace Covalente Apolar
C-O	0.9	Enlace Covalente Polar
O-H	1.3	Enlace Covalente Polar
C-N	0.5	Enlace Covalente Polar
N-H	0.9	Enlace Covalente Polar

Las cargas parciales positivas y negativas se forman en los enlaces covalentes polares. Las cargas parciales negativas se encuentran sobre los átomos más electronegativos (en esta molécula O y N) y las cargas parciales positivas sobre los átomos menos electronegativos (en esta molécula H y C).



Enlaces de Hidrógeno y Polaridad de las moléculas

Ejercicio 3



Recuerda que los enlaces de hidrógeno se forman con grupos polares en los cuales los átomos presentan cargas parciales debido a una distribución no equitativa de los electrones compartidos en el enlace.

Los dadores de enlace de hidrógeno comunes en biomoléculas son grupos que tienen átomos de H unidos a O o a N.

Los aceptadores de enlace de hidrógeno comunes en biomoléculas son grupos que tienen átomos de O o N (unidos a C y/o H).

Con las definiciones anteriores se identifica que la etilamina tiene **3 átomos dadores de enlace de hidrógeno** (marcados en rojo) y **2 átomos aceptadores de enlace de hidrógeno** (marcados en verde).

A su vez, se puede deducir que esta molécula puede aceptar hasta tres enlaces de hidrógeno. Recuerda que cada átomo de oxígeno tiene dos pares de electrones no enlazantes que pueden aceptar un enlace de hidrógeno de cada uno y cada átomo de nitrógeno tiene un par de electrones no enlazantes, por lo que puede aceptar un enlace de hidrógeno.

Ejercicio 4

- La molécula de glicina es **hidrófila**. **Puede formar enlaces de hidrógeno** con moléculas de agua a través de los átomos de oxígeno y los átomos de hidrógeno unidos al nitrógeno. Recuerda que en este caso el nitrógeno no puede formar enlaces de hidrógeno, ya que el par de electrones no enlazantes no está disponible debido a que forma parte del enlace con un átomo de hidrógeno. Además, la glicina está ionizada, por lo que las moléculas de agua pueden interactuar con esta molécula a través de las cargas eléctricas.

- b- El pentano es un hidrocarburo, por lo que solo presenta enlaces C-C y C-H que son apolares. Por lo tanto, no interactúa con el agua y es una molécula **hidrófoba**.
- c- El cloruro de potasio es una sustancia iónica, por lo que es **hidrófila** ya que los iones interactúan con las moléculas de agua a través de las cargas eléctricas.
- d- La molécula de fructosa es **hidrófila** ya que **puede formar enlaces de hidrógeno** con moléculas de agua a través de sus grupos polares (grupos alcohol y grupos carbonilo que estudiarán en detalle en el tema 2).

Ácidos y bases y escala de pH

Ejercicio 5

La etilamina es una molécula que en solución acuosa aumenta la concentración de iones hidroxilo (OH^-) por lo tanto es **básica**. Al preparar una solución acuosa de etilamina el pH será **mayor a 7**.

Ejercicio 6

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+]$$

a- $\text{pH} = -\log(0.1)$
pH=1

b- $\text{pH} = -\log(7.6 \times 10^{-6})$
pH=5.1

La solución **a** es más ácida porque tiene menor pH. Note que al preparar una solución de la misma concentración de un ácido fuerte (HCl) y un ácido débil (H_3BO_3), el pH de la solución del ácido fuerte será menor (es más ácida) que la del ácido débil porque el ácido fuerte se disocia totalmente y el ácido débil se disocia parcialmente.

Ejercicio 7

Se puede demostrar a partir de la ecuación del producto iónico del agua que, $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, siendo $\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-]$, por lo que puedes utilizar esta ecuación para determinar el pH de una solución a partir del dato de concentración de iones hidroxilos.

a- $\text{pOH} = -\log(0.1)$

$\text{pOH} = 1$, por lo que $\text{pH} = 13$

b- $\text{pOH} = -\log(1.3 \times 10^{-5})$

$\text{pOH} = 4.9$, por lo que $\text{pH} = 9.1$

La solución **a** es más básica, ya que tiene mayor pH. Note que al preparar una solución de la misma concentración de una base fuerte (NaOH) y una base débil ($\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$), el pH de la solución de la base fuerte será mayor (es más básica) que la de la base débil porque la base fuerte se disocia totalmente y la base débil se disocia parcialmente.