



**Mi Universidad**

## **SUPER NOTA**

***Nombre del Alumno:*** Jerusalem Eunice Gómez Cruz

***Nombre del tema:*** SUPER NOTA- INTRODUCCIÓN A LA  
QUÍMICA ORGÁNICA

***Parcial:*** 1

***Nombre de la Materia:*** Química orgánica

***Nombre del profesor:*** Dra. Luz Elena Cervantes Monroy

***Nombre de la Licenciatura:*** Nutrición

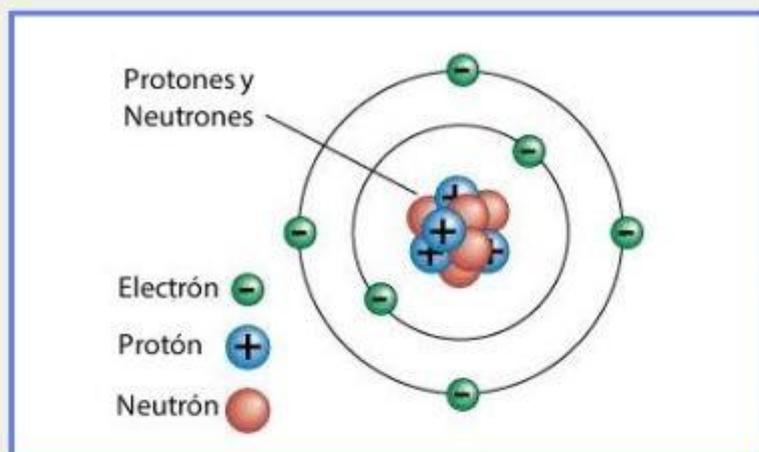
***Cuatrimestre:*** 1

***Lugar y Fecha de elaboración:*** 21/09/2024

# INTRODUCCIÓN A LA

# QUÍMICA ORGÁNICA

## 1.1 CONCEPTOS BÁSICOS DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA Y MOLECULAR



EL ÁTOMO ESTA COMPUESTO POR ELECTRONES, PROTONES Y NEUTRONES. EL NÚMERO ATÓMICO INDICA PROTONES, EL NÚMERO DE MASA SUMA PROTONES Y NEUTRONES, LOS ISÓTOPOS VARIAN EN NEUTRONES, Y EL PESO ATÓMICO ES EL PROMEDIO DE LAS MASAS ISOTÓPICAS.

MODELOS ATÓMICOS:

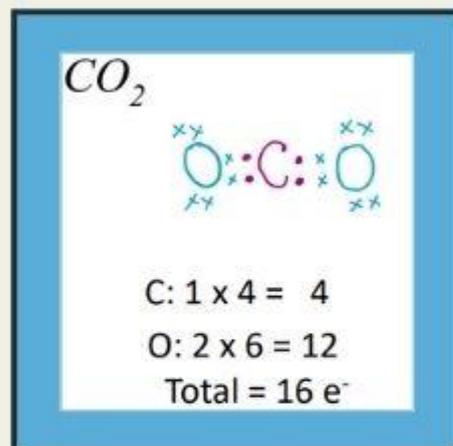
BOHR, CUÁNTICO

LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DETERMINA LA DISPOSICIÓN DE LOS ELECTRONES EN LOS ORBITALES, SIGUIENDO PRINCIPIOS COMO EL DE EXCLUSIÓN DE PAULI.

## 1.2. REPRESENTACIÓN DE MOLÉCULAS ORGÁNICAS A PARTIR DE ESTRUCTURAS DE LEWIS

### 1.2.1. ESTRUCTURAS DE LEWIS Y RESONANCIA.

LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS MUESTRAN LOS ELECTRONES DE VALENCIA Y LOS ENLACES COVALENTES DE UNA MOLÉCULA, PERO NO PREDICEN LA GEOMETRÍA MOLECULAR NI LA HIBRIDACIÓN. SON ÚTILES PARA VISUALIZAR LA DISPOSICIÓN DE ENLACES Y LA POSIBLE RESONANCIA, LO QUE AYUDA A ARGUMENTAR SOBRE LA REACTIVIDAD Y ESTABILIDAD DEL COMPUESTO.



CREACIÓN DE ESTRUCTURAS DE LEWIS:

SE UTILIZA LA FÓRMULA QUÍMICA Y SE IDENTIFICAN LOS ELECTRONES DE VALENCIA DE LOS ELEMENTOS MEDIANTE LA TABLA PERIÓDICA.

SE APLICA LA FÓRMULA  $C=N-D$  PARA DETERMINAR LOS ELECTRONES COMPARTIDOS Y EL NÚMERO DE ENLACE

REGLAS ADICIONALES:

-LOS ÁTOMOS MENOS ELECTRONEGATIVOS SUELEN OCUPAR POSICIONES CENTRALES.

-LA SIMETRÍA Y LAS CARGAS FORMALES AYUDAN A ORGANIZAR LAS ESTRUCTURAS, ESPECIALMENTE EN IONES Y COMPUESTOS DE METALES DE TRANSICIÓN.

LIMITACIONES DE LA REGLA DEL OCTETO:

NO TODOS LOS ELEMENTOS CUMPLEN LA REGLA DEL OCTETO, COMO EN EL CASO DE COMPUESTOS CON ELEMENTOS DEL GRUPO IIIA (EJ.  $AlF_3$ , TRIFLUORURO DE ALUMINIO), DONDE LOS CÁLCULOS NO SIEMPRE REFLEJAN LA ESTRUCTURA REAL.

EJEMPLO DE APLICACIÓN (YODO):

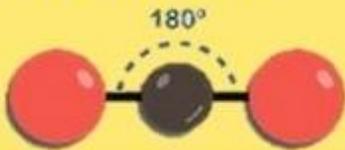
LA ESTRUCTURA DE LEWIS DEL YODO DIATÓMICO MUESTRA UN ENLACE COVALENTE SIMPLE Y ELECTRONES NO COMPARTIDOS QUE ESTABLECEN SU GEOMETRÍA LINEAL.

TIPOS DE GEOMETRÍA

### 1.2.2. GEOMETRÍA MOLECULAR A PARTIR DE ESTRUCTURAS DE LEWIS.

## GEOMETRÍA MOLECULAR:

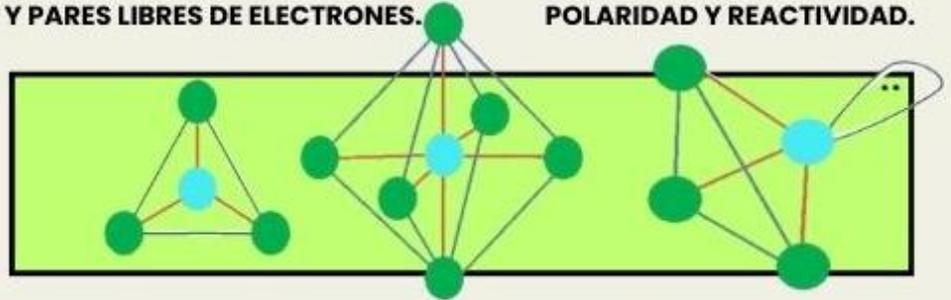
1. LINEAL
2. ANGULAR
3. TETRAÉDRICA
4. PIRÁMIDE TRIGONAL
5. BIPIRÁMIDE TRIGONAL
6. OSCILANTE
7. FORMA DE T
8. OCTAÉDRICA



LA GEOMETRÍA MOLECULAR DESCRIBE LA DISPOSICIÓN ESPACIAL DE LOS ÁTOMOS EN UNA MOLÉCULA, INFLUENCIADA POR LA REPULSIÓN DE LOS PARES ELECTRÓNICOS DE LA CAPA DE VALENCIA (RPECV) Y LA TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA (TEV). MIENTRAS LA TEV DEFINE LOS ENLACES Y ÁNGULOS, LA RPECV PREDICE LA GEOMETRÍA MOLECULAR BASÁNDOSE EN MINIMIZAR LA REPULSIÓN ELECTROSTÁTICA ENTRE ÁTOMOS Y PARES LIBRES DE ELECTRONES.

### CONSIDERACIONES:

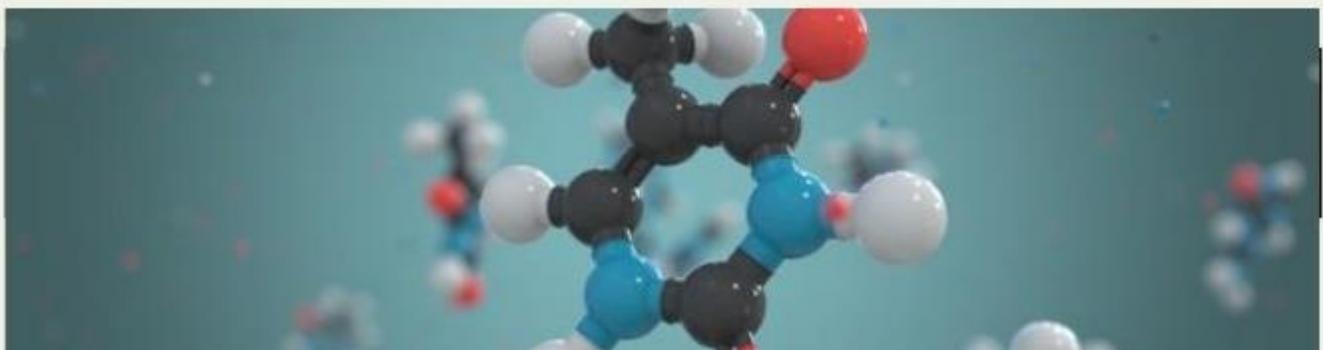
- LA GEOMETRÍA ELECTRÓNICA SE DEFINE PRIMERO PARA LUEGO DEDUCIR LA GEOMETRÍA MOLECULAR, CONSIDERANDO LOS PARES DE ELECTRONES LIBRES Y SU EFECTO ESTÉRICO.
- LAS GEOMETRÍAS MOLECULARES EXPLICAN LAS PROPIEDADES QUÍMICAS Y FÍSICAS DE LOS COMPUESTOS, COMO SU POLARIDAD Y REACTIVIDAD.



## 1.2.3. ESTRUCTURA Y PROPIEDADES DE LAS MOLÉCULAS.

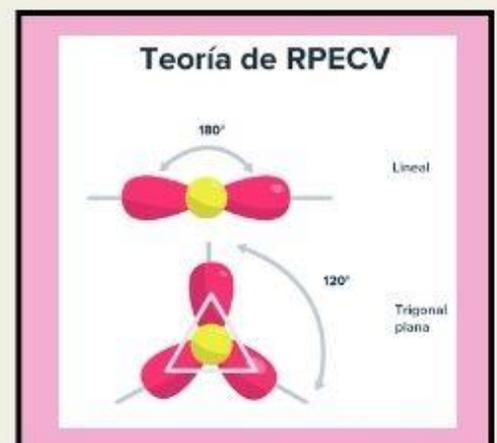
### INFLUENCIA DE LA ESTRUCTURA SOBRE LAS PROPIEDADES MOLECULARES

LA ESTRUCTURA MOLECULAR INFLUYE SIGNIFICATIVAMENTE EN LAS PROPIEDADES FÍSICAS (PUNTOS DE **EBULLICIÓN** [COMPUESTOS CON FUERZAS INTERMOLECULARES DÉBILES, COMO LOS ALCANOS (FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON), TIENEN PUNTOS DE EBULLICIÓN BAJOS.] Y FUSIÓN [DEPENDEN DEL EMPAQUETAMIENTO DE LAS MOLÉCULAS EN UNA RED CRISTALINA. UN MEJOR AJUSTE EN LA RED REQUIERE MÁS ENERGÍA PARA ROMPERLA, LO QUE AUMENTA EL PUNTO DE FUSIÓN.], **SOLUBILIDAD** [LAS FUERZAS INTERMOLECULARES DETERMINAN LA SOLUBILIDAD, SIGUIENDO LA REGLA GENERAL ES QUE LO SEMEJANTE DISUELVE A LO SEMEJANTE: -SOLUTOS Y DISOLVENTES POLARES SE DISUELVEN BIEN. -SOLUTOS POLARES EN DISOLVENTES NO POLARES NO SE DISUELVEN.] ) Y QUÍMICAS (**ACIDEZ** [SEGÚN BRÖNSTED Y LÖWRY, UN ÁCIDO CEDE PROTONES Y UNA BASE LOS ACEPTA.]) DE LOS COMPUESTOS. LAS FUERZAS INTERMOLECULARES Y EL EFECTO INDUCTIVO SON FACTORES CLAVE QUE DETERMINAN ESTAS PROPIEDADES.



## 1.2.4. MODELO DE REPULSIÓN DEL PAR ELECTRÓNICO DE LA CAPA DE VALENCIA. MODELO DE REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS EN LA CAPA DE VALENCIA. (RPECV).

EL MODELO RPECV, PROPUESTO POR R. J. GILLESPIE Y R. S. NYHOLM EN 1957, ES FUNDAMENTAL PARA COMPRENDER Y PREDECIR LA GEOMETRÍA MOLECULAR, AJUSTANDO LAS POSICIONES DE LOS PARES DE ELECTRONES SEGÚN LAS REGLAS DE REPULSIÓN PARA MINIMIZAR LAS INTERACCIONES DESFAVORABLES Y EXPLICAR LAS VARIACIONES EN LOS ÁNGULOS DE ENLACE





## REGLA #1

LOS PARES DE ELECTRONES NO ENLAZANTES REPELEN MÁS QUE LOS PARES DE ENLACE, ALTERANDO LOS ÁNGULOS DE ENLACE DE LA MOLÉCULA.

## REGLA #4

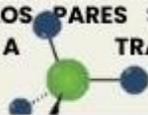
LAS REPULSIONES SON MAYORES ENTRE PARES DE ELECTRONES EN CAPAS LLENAS QUE EN CAPAS INCOMPLETAS.

## REGLA #2

LA REPULSIÓN ENTRE PARES DE ELECTRONES COMPARTIDOS DISMINUYE CON EL AUMENTO DE LA ELECTRONEGATIVIDAD DEL LIGANTE.

## REGLA #5

CUANDO UN ÁTOMO CON CAPA DE VALENCIA LLENA Y PARES SOLITARIOS SE UNE A UN ÁTOMO CON CAPA INCOMPLETA, LOS PARES SOLITARIOS TIENDEN A TRANSFERIRSE PARCIALMENTE.



## REGLA #3

LOS PARES DE ELECTRONES EN ENLACES MÚLTIPLES EJERCEN MAYOR REPULSIÓN QUE LOS DE ENLACES SIMPLES.

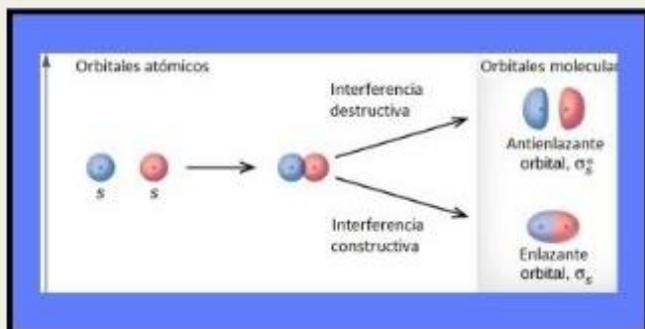
## REGLA #6

EN CAPAS CON CINCO PARES DE ELECTRONES, LOS QUE TIENEN MÁS VECINOS SE ALEJAN MÁS PARA REDUCIR LA REPULSIÓN.

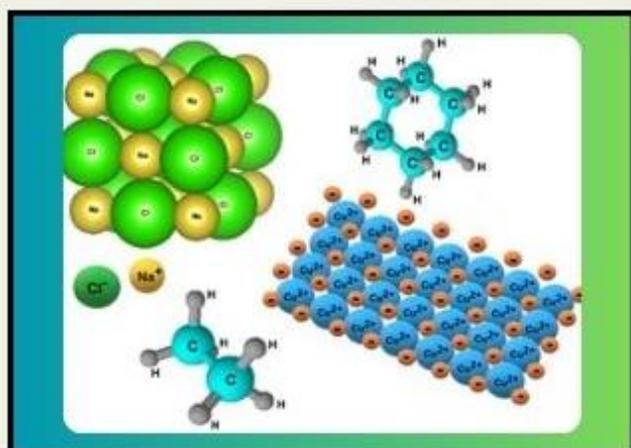
## 1.2.5. MODELO DEL ORBITAL MOLECULAR (OM).

EL MODELO DEL ORBITAL MOLECULAR (OM) EXPLICA QUE LOS ELECTRONES EN UNA MOLÉCULA OCUPAN ORBITALES MOLECULARES, ANÁLOGOS A LOS ORBITALES ATÓMICOS EN UN ÁTOMO, PERO CON DIFERENTE ENERGÍA Y FORMA. LOS ORBITALES MOLECULARES SE GENERAN MEDIANTE LA COMBINACIÓN LINEAL DE ORBITALES ATÓMICOS CON SIMILAR SIMETRÍA Y ENERGÍA. ESTAS COMBINACIONES PUEDEN SER:

ORBITALES MOLECULARES ENLAZANTES Y ANTIENTLAZANTES



## 1.3. TIPOS DE ENLACES EXISTENTES EN COMPUESTOS ORGÁNICOS: CARACTERIZACIÓN DE CADA UNO DE ELLOS DE ACUERDO A: LONGITUD DE ENLACE, ANGULO DE ENLACE, ENERGÍA DE ENLACE.



EL ENLACE COVALENTE ES FUNDAMENTAL PARA LA ESTRUCTURA DE COMPUESTOS ORGÁNICOS, PERO EXISTEN INTERACCIONES INTERMOLECULARES MÁS DÉBILES QUE TAMBIÉN INFLUYEN EN SUS PROPIEDADES FÍSICAS. ESTAS INTERACCIONES SON CRUCIALES EN LOS ESTADOS SÓLIDO Y LÍQUIDO, AFECTANDO PUNTOS DE FUSIÓN, EBULLICIÓN Y SOLUBILIDADES.

LAS TRES PRINCIPALES INTERACCIONES SON:

- FUERZAS ENTRE DIPOLOS DE MOLÉCULAS POLARES
- FUERZAS DE LONDON, PRESENTES EN TODAS LAS MOLÉCULAS
- PUENTES DE HIDRÓGENO, QUE ATRAEN MOLÉCULAS CON GRUPOS OH Y NH.

### 1.4.1. MOMENTO DIPOLAR.

ES UNA MEDIDA CUANTITATIVA DE LA POLARIDAD DE UNA MOLÉCULA.

**COMPORTAMIENTO EN CAMPO ELÉCTRICO:**

-MOLÉCULAS POLARES, CON UN MOMENTO DIPOLAR DISTINTO DE CERO, SE ALINEAN CON EL CAMPO ELÉCTRICO.

-LAS MOLÉCULAS APOLARES, CON MOMENTO DIPOLAR IGUAL A CERO, NO SE ALINEAN.

### 1.4. POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS.

ES LA SEPARACIÓN DE CARGAS ELÉCTRICAS DENTRO DE UNA MOLÉCULA Y DEPENDE DE LA DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD ENTRE LOS ÁTOMOS. LOS ENLACES COVALENTES ENTRE ÁTOMOS IGUALES SON APOLARES, MIENTRAS QUE LOS ENLACES ENTRE ÁTOMOS DIFERENTES SON POLARES.

EJEMPLOS:

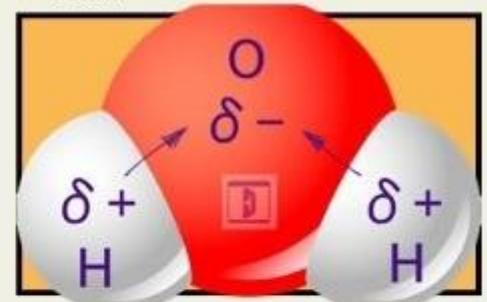
- H-H: AMBOS ÁTOMOS TIENEN LA MISMA ELECTRONEGATIVIDAD, POR LO QUE NO HAY POLARIZACIÓN Y EL MOMENTO DIPOLAR (M) ES CERO.
- H-F: EL FLÚOR ES MÁS ELECTRONEGATIVO QUE EL HIDRÓGENO, ATRAYENDO EL PAR DE ELECTRONES Y CREANDO UN ENLACE POLAR CON UN MOMENTO



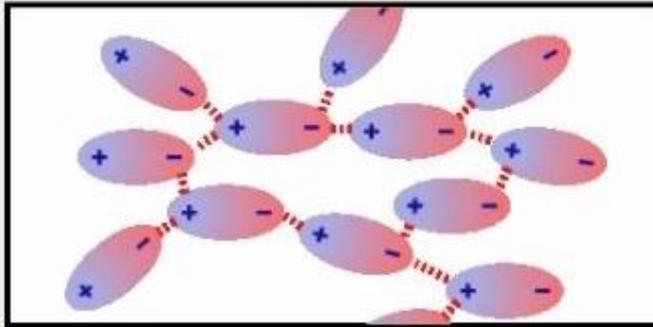
CERO, NO SON AFECTADAS.  
 -MOLECULAS CON MÁS DE DOS ÁTOMOS, DEPENDERÁ DE LA POLARIDAD DE TODOS SUS ENLACES Y DE LA GEOMETRÍA MOLECULAR.  
 -LA PRESENCIA DE ENLACES POLARES NO GARANTIZA QUE LA MOLÉCULA SEA POLAR



DIPOLAR (M) DIFERENTE DE CERO.

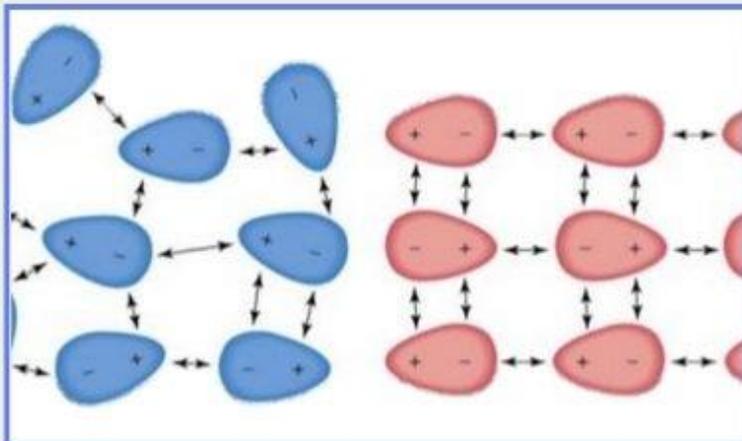


## 1.5. INTERACCIONES MOLECULARES



LAS FUERZAS INTERMOLECULARES INCLUYEN:

- ATRACCIÓN DIPOLO-DIPOLO: ENTRE MOLÉCULAS POLARES.
- ATRACCIÓN IÓN-DIPOLO: ENTRE IONES Y MOLÉCULAS POLARES.
- FUERZAS DE VAN DE WAALS: ATRACCIONES DÉBILES EN MOLÉCULAS NO POLARES INDUCIDAS POR DESPLAZAMIENTOS ELECTRÓNICOS.

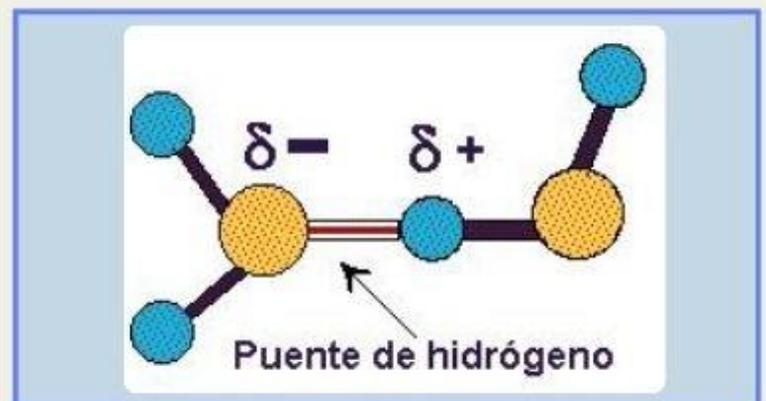


### 1.5.1. FUERZAS DIPOLO DIPOLO

LAS FUERZAS DIPOLO-DIPOLO SON INTERACCIONES ENTRE MOLÉCULAS CON MOMENTOS BIPOLARES PERMANENTES, DONDE UN EXTREMO POSITIVO SE ACERCA A UNO NEGATIVO, GENERANDO ATRACCIÓN. SON MÁS FUERTES EN COMPUESTOS CON MAYOR ÁREA SUPERFICIAL. INCLUYEN DIPOLOS TEMPORALES Y FORMAN PARTE DE LAS FUERZAS DE VAN DER WAALS, CON VALORES DE 0.1 A 35 KJ/MOL.

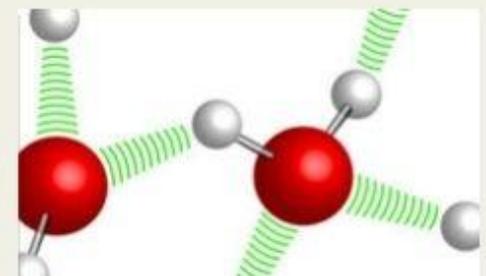
### 1.5.2 PUENTE DE HIDRÓGENO.

EL PUENTE DE HIDRÓGENO NO ES UN ENLACE VERDADERO, SINO UNA INTERACCIÓN ESPECIALMENTE FUERTE ENTRE DIPOLOS. SE FORMA CUANDO UN ÁTOMO DE HIDRÓGENO, UNIDO A OXÍGENO, NITRÓGENO O FLÚOR, TIENE UNA CARGA PARCIAL POSITIVA DEBIDO A LA ALTA POLARIZACIÓN DE LOS ENLACES O-H, N-H O F-H.



### 1.5.3. FUERZAS INTERMOLECULARES:

LAS FUERZAS INTERMOLECULARES SON ATRACCIONES ENTRE MOLÉCULAS QUE SON MUCHO MÁS DÉBILES QUE LAS FUERZAS INTRAMOLECULARES (QUE MANTIENEN UNIDOS A LOS ÁTOMOS DENTRO DE UNA MOLÉCULA). ESTAS FUERZAS SON RESPONSABLES DE MUCHAS PROPIEDADES FÍSICAS, COMO LOS PUNTOS DE



## EBULLICIÓN Y FUSIÓN.

### FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON:

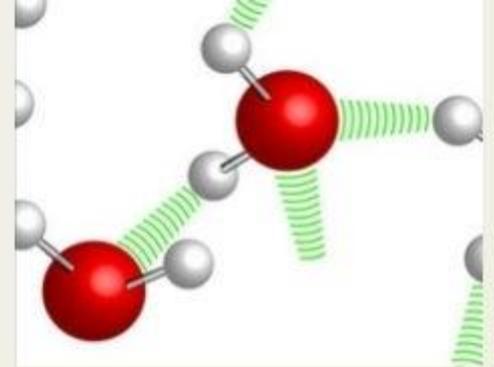
PRESENTES EN TODAS LAS MOLÉCULAS, POLARES O APOLARES. SE DEBEN A LA POLARIZABILIDAD, QUE ES LA CAPACIDAD DE UNA MOLÉCULA PARA DISTORSIONAR SU NUBE ELECTRÓNICA Y FORMAR DIPOLOS INSTANTÁNEOS.

### FUERZAS DIPOLO-DIPOLO:

OCURREN ENTRE MOLÉCULAS POLARES. ESTAS MOLÉCULAS SE ATRAEN ENTRE SÍ POR LA INTERACCIÓN DE SUS CARGAS PARCIALES POSITIVAS Y NEGATIVAS.

### PUNTE DE HIDRÓGENO:

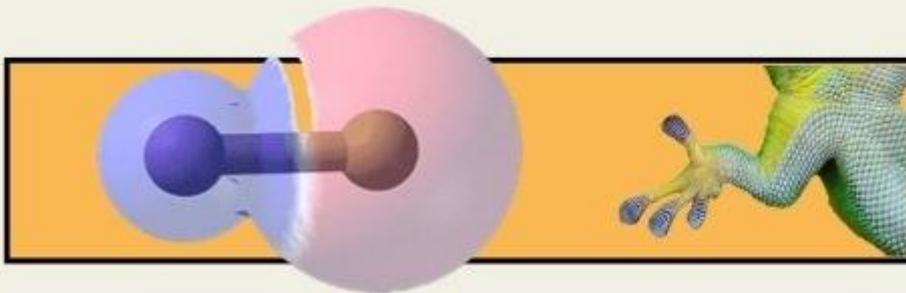
ES LA MAS FUERTE, OCURRE CUANDO UN ÁTOMO DE HIDRÓGENO ESTÁ UNIDO A ÁTOMOS ALTAMENTE ELECTRONEGATIVOS COMO OXÍGENO, NITRÓGENO O FLÚOR.



## 1.5.4. FUERZAS DE VANDER WAAL.

LAS FUERZAS DE VAN DER WAALS SON INTERACCIONES INTERMOLECULARES ELECTROSTÁTICAS ENTRE DIPOLOS, PRESENTES EN MOLÉCULAS POLARES Y APOLARES. AUNQUE SON MÁS DÉBILES QUE LOS ENLACES QUÍMICOS, SON CRUCIALES EN QUÍMICA SUPRAMOLECULAR, BIOLOGÍA ESTRUCTURAL Y NANOTECNOLOGÍA.

EXISTEN TRES TIPOS: FUERZAS DE KEESOM (DIPOLO-DIPOLO PERMANENTE), FUERZAS DE DEBYE (DIPOLO PERMANENTE-INDUCIDO) Y FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON (DIPOLOS INDUCIDOS).



ESTAS FUERZAS INFLUYEN EN LA SOLUBILIDAD, ESTABILIDAD DE COMPUESTOS, Y PROPIEDADES FÍSICAS COMO PUNTOS DE EBULLICIÓN Y FUSIÓN. SU EFECTO SE REDUCE EN GASES Y LÍQUIDOS DEBIDO AL MOVIMIENTO TÉRMICO DE LAS MOLÉCULAS, SIENDO ESENCIALES EN LÍQUIDOS Y SÓLIDOS.

## 1.6. FUERZAS ELECTROSTÁTICAS.



LA FUERZA ELECTROSTÁTICA ES UNA INTERACCIÓN ESENCIAL ENTRE CUERPOS CON CARGA ELÉCTRICA, QUE PUEDE SER ATRACTIVA O REPULSIVA SEGÚN EL SIGNO DE LAS CARGAS. ESTA FUERZA, PARTE DE LA ELECTROMAGNÉTICA, ACTÚA CUANDO LAS CARGAS ESTÁN EN REPOSO. LOS CONCEPTOS CLAVE INCLUYEN LAS CARGAS ELÉCTRICAS, QUE SON PROPIEDADES DE PARTÍCULAS SUBATÓMICAS COMO PROTONES Y ELECTRONES, Y LA UNIDAD DE CARGA, EL CULOMBIO (C). LA CARGA ELÉCTRICA ES CUANTIZADA Y SIEMPRE UN MÚLTIPLO DE LA CARGA DEL ELECTRÓN. EXISTEN DOS TIPOS DE CARGAS: PUNTUALES, QUE SON IDEALIZADAS Y SIN DIMENSIONES, Y DISTRIBUCIONES CONTINUAS, QUE SON OBJETOS CARGADOS CON DIMENSIONES SIGNIFICATIVAS. LAS FUERZAS ELECTROSTÁTICAS SON FUNDAMENTALES PARA ENTENDER LA ESTRUCTURA ATÓMICA Y LAS INTERACCIONES ENTRE PARTÍCULAS CARGADAS.

## 1.6.1. GRUPOS FUNCIONALES.

LOS GRUPOS FUNCIONALES SON ARREGLOS DE ÁTOMOS EN COMPUESTOS DE CARBONO QUE DETERMINAN SU COMPORTAMIENTO QUÍMICO Y PROPIEDADES.

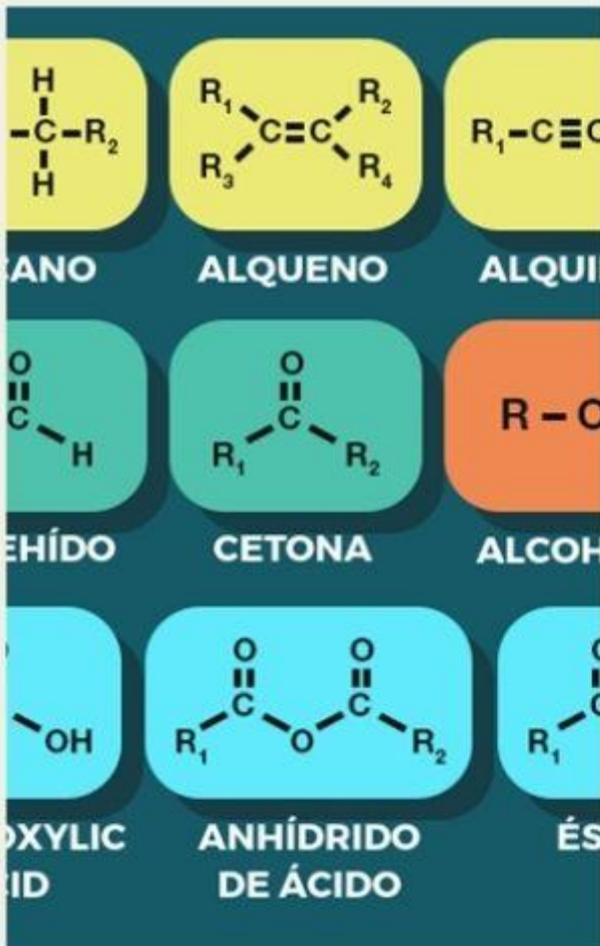
SU ESTRUCTURA AFECTA LA REACTIVIDAD Y SOLUBILIDAD DE LAS MOLÉCULAS.

SE DEFINEN COMO PARTES QUE REACCIONAN DE MANERA SIMILAR, INDEPENDIEMENTE DEL RESTO DE LA ESTRUCTURA.

SE CLASIFICAN EN HIDROFÓBICOS (COMO EL GRUPO METILO) Y HIDROFÍLICOS (COMO EL GRUPO CARBOXILO).

EJEMPLOS INCLUYEN EL CARBOXILO, QUE ACTÚA COMO ÁCIDO, Y EL CARBONILO, PRESENTE EN PROTEÍNAS Y CARBOHIDRATOS.

LOS GRUPOS FUNCIONALES SON ESENCIALES PARA COMPRENDER LA QUÍMICA DE BIOMOLÉCULAS Y SU INTERACCIÓN EN PROCESOS BIOLÓGICOS.



## 1.6.2. POLARIDAD DE LOS GRUPOS FUNCIONALES.

LOS ENLACES COVALENTES PUEDEN SER POLARES O APOLARES, DEPENDIENDO DE LA ELECTRONEGATIVIDAD DE LOS ÁTOMOS.

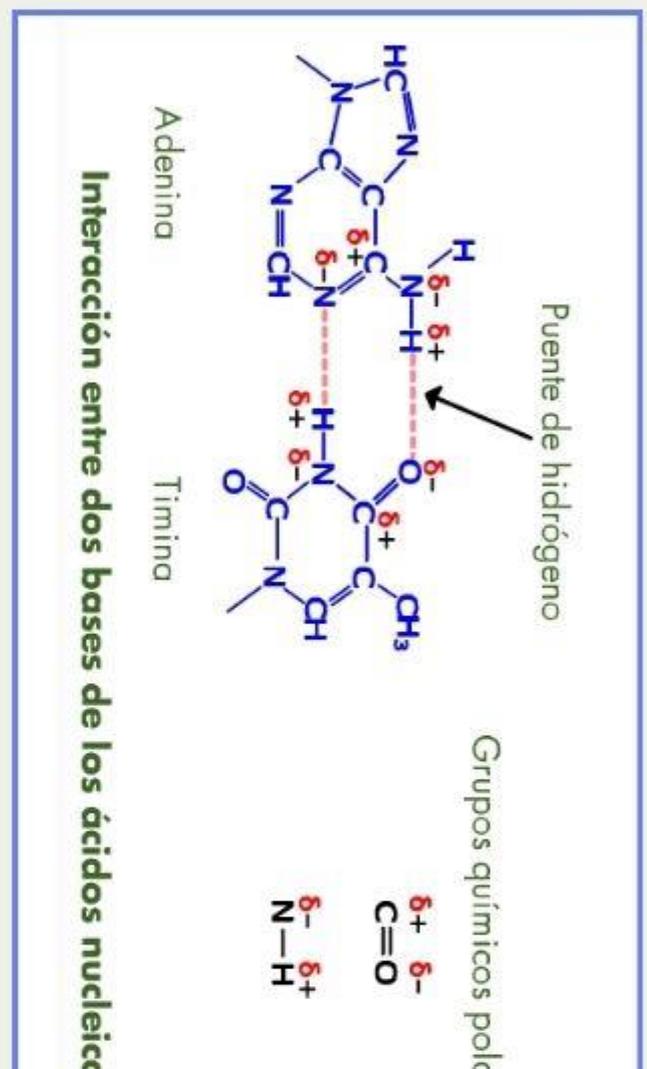
UN ENLACE ES APOLAR SI LOS ÁTOMOS SON IGUALES, Y POLAR SI SON DIFERENTES, POLARIZÁNDOSE HACIA EL MÁS ELECTRONEGATIVO.

EL MOMENTO DIPOLAR MIDE LA POLARIDAD DE UNA MOLÉCULA; LAS POLARES SE ALINEAN EN UN CAMPO ELÉCTRICO, MIENTRAS QUE LAS APOLARES NO.

EJEMPLOS INCLUYEN EL ETANO (NO POLAR) Y COMPUESTOS COMO METILAMINA Y METANOL (CADA VEZ MÁS POLARES).

LA ELECTRONEGATIVIDAD, DESARROLLADA POR PAULING, DETERMINA LA POLARIDAD DEL ENLACE, SIENDO EL FLÚOR EL MÁS ELECTRONEGATIVO.

COMPARAR ELECTRONEGATIVIDADES PERMITE PREDECIR LA POLARIDAD, CON EL ÁTOMO MÁS



ELECTRONEGATIVO COMO EL EXTREMO  
NEGATIVO DEL DIPOLO.

os

tres

### **Bibliografía**

Antología de la universidad del sureste: Química Orgánica Licenciatura en Nutrición  
Primer Cuatrimestre