

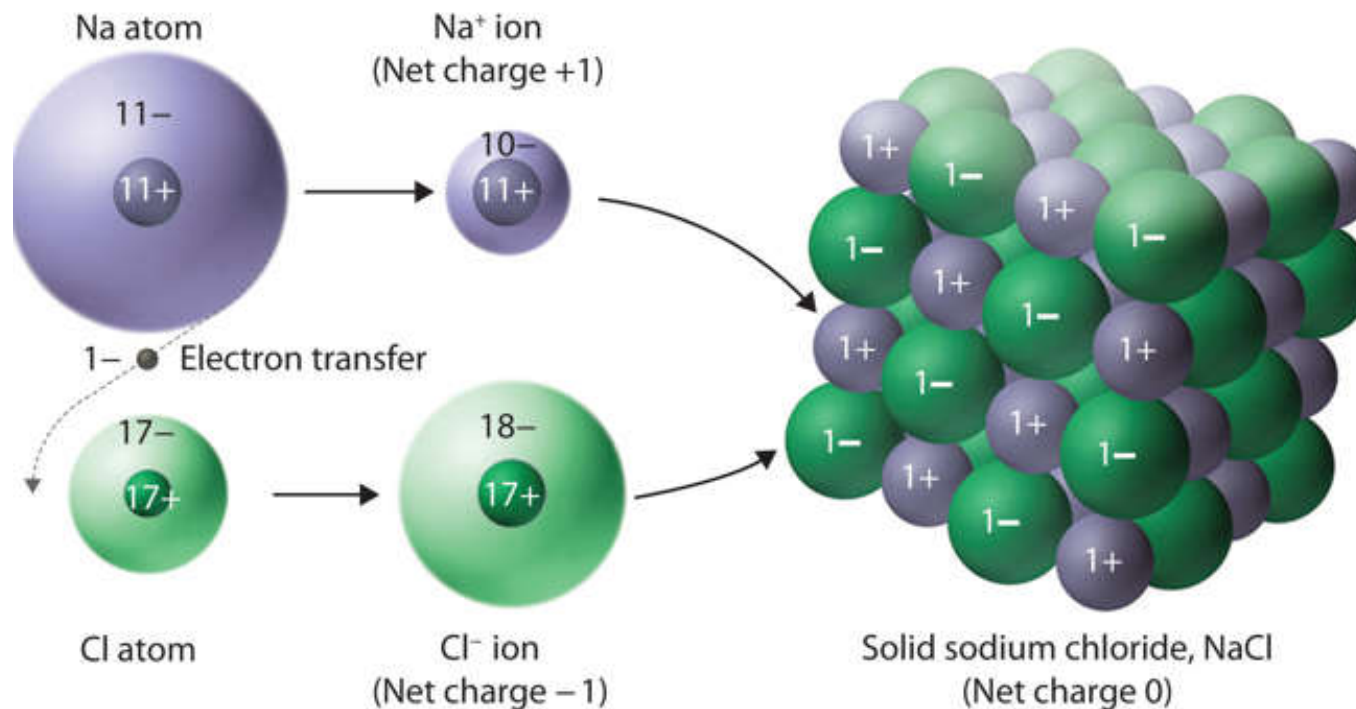
ENLACE QUÍMICO PARTE 2

ATENCIÓN!!!!!!!

Antes de seguir ya deberías comprender y tener la capacidad de explicar lo siguiente:

- Por qué los átomos se unen para formar distintas sustancias, (por qué se forman los enlaces químicos?).
- Entender que representan los puntos o fórmulas de puntos de Lewis y la representación de enlaces iónicos mediante puntos de Lewis.
- Qué tipo de fuerza se asocia al enlace iónico.
- Las características de un compuesto iónico a partir del tipo de enlace que presentan estos compuestos

Describe esta figura de la manera más completa utilizando los conceptos de estructura atómica, propiedades periódicas, tipo de enlace, fuerza de enlace, etc.

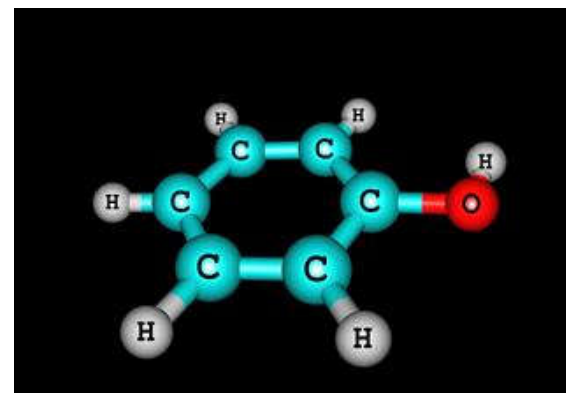


ESTRUCTURA MOLECULAR Y TEORÍAS DEL ENLACE COVALENTE

IMPORTANTE!!!!!!!

Las estructuras de las moléculas que estudiaremos y de los millones de compuestos que se conocen se basan en experimentos confiables.

Nosotros estudiaremos teorías del enlace covalente para tratar de organizar y explicar lo que se conoce experimentalmente de estos compuestos.



ENLACE COVALENTE

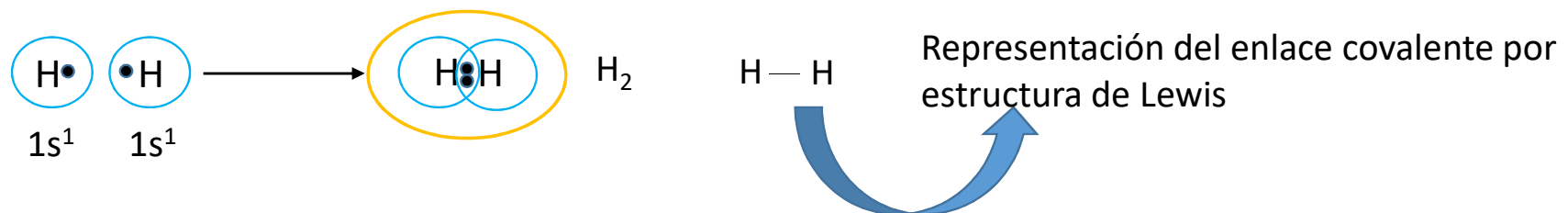
El **enlace covalente** se da cuando dos átomos **comparten uno o más pares de electrones** y tiene lugar cuando la **energía de ionización y afinidad electrónica**, entre los elementos (átomos) es la misma o muy similares.

dicho de otra forma.....

Se forma un **enlace covalente** cuando dos átomos **comparten uno más pares de electrones** porque la **diferencia de electronegatividad** entre esos elementos **es nula o muy baja**.

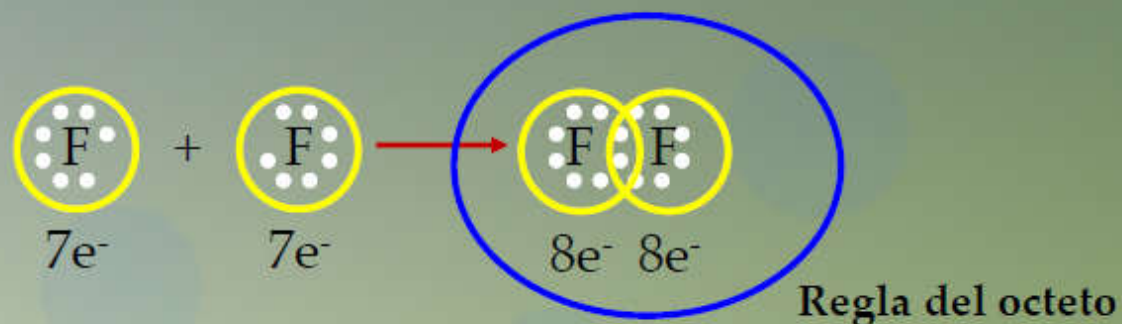
¿Por qué dos átomos compartirían electrones?

- Según la teoría de Lewis, **los electrones** se comparten de modo que los **átomos** adquieren una **configuración electrónica más estable**, comúnmente, la del gas noble que le sigue en la tabla periódica.

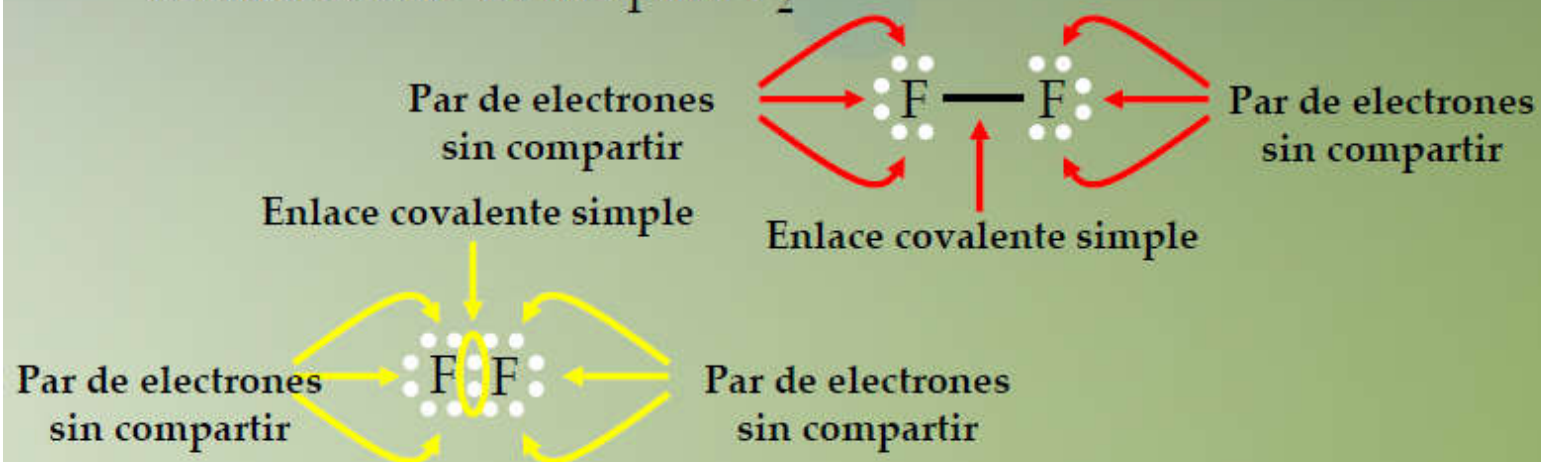


ENLACE COVALENTE

Una configuración electrónica en la que una capa o subcapa se encuentran completas presentan una gran estabilidad química.



Estructura de Lewis para F_2



CLASIFICACIÓN ENLACE COVALENTE

Cuando los átomos comparten un par de electrones

Enlace covalente simple
H-H

Cuando los átomos comparten dos pares de electrones


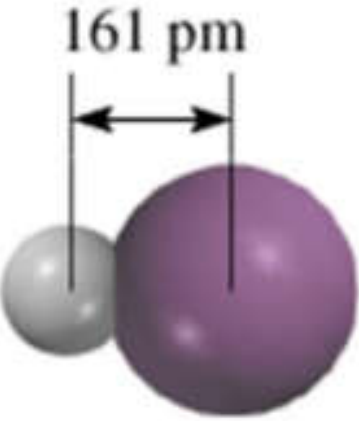
Enlace covalente doble
 $\text{C}=\text{O}=\text{C}$

Cuando los átomos comparten tres pares de electrones

Enlace covalente triple



LONGITUD DE ENLACE

		Tipo de enlace	Longitud de enlace (pm)
 <p>74 pm</p> <p>H₂</p>	 <p>161 pm</p> <p>HI</p>	C-C	154
		C=C	133
		C≡C	120
		C-N	143
		C=N	138
		C≡N	116

Longitudes de enlace

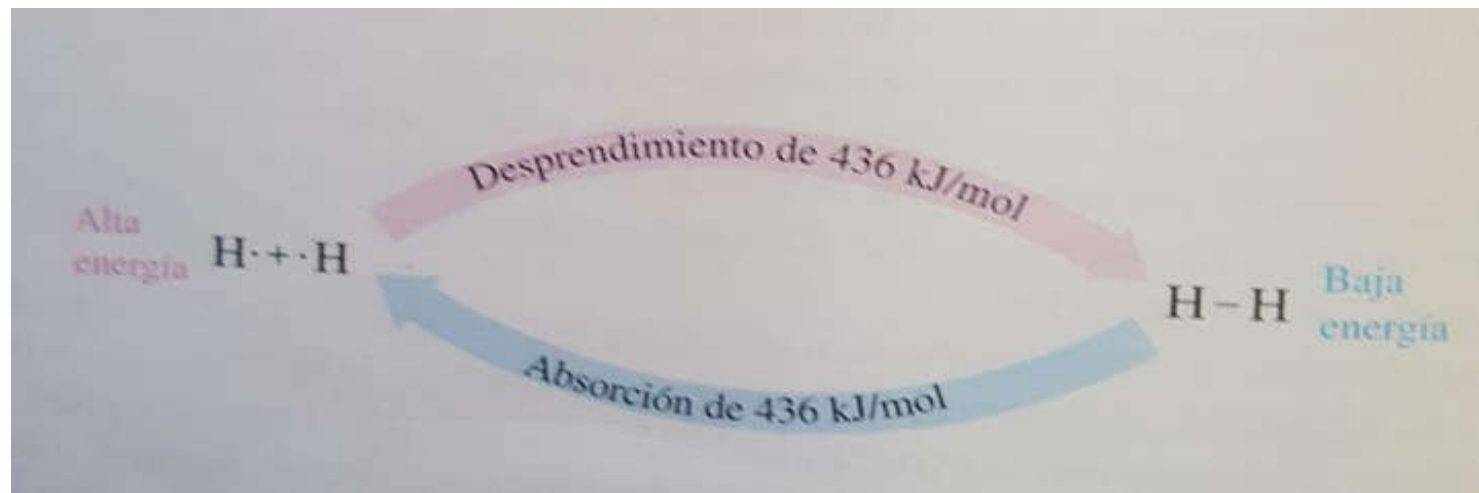
Triple enlace < Doble enlace < Enlace sencillo



ENERGÍA DE ENLACE

Energía de enlace o energía de disociación de enlace

Energía que debe suministrarse para separar los átomos rompiendo el enlace covalente



ENLACE COVALENTE

```
graph TD; A[ENLACE COVALENTE] --> B[NO POLAR]; A --> C[POLAR]; B --> D[CUANDO EL PAR ELECTRÓNICO ESTÁ COMPARTIDO POR IGUAL ENTRE DOS ÁTOMOS]; B --> E[UNION DE ÁTOMOS IGUALES, IGUAL ELECTRONEGATIVIDAD]; C --> F[CUANDO EL PAR ELECTRÓNICO NO ESTÁ COMPARTIDO POR IGUAL ENTRE DOS ÁTOMOS]; C --> G[UNION DE ÁTOMOS DISTINTOS, DIFERENTE ELECTRONEGATIVIDAD];
```

This diagram is a hierarchical flowchart classifying covalent bonds. At the top level is 'ENLACE COVALENTE'. It branches into two categories: 'NO POLAR' and 'POLAR'. 'NO POLAR' further branches into two sub-categories: 'CUANDO EL PAR ELECTRÓNICO ESTÁ COMPARTIDO POR IGUAL ENTRE DOS ÁTOMOS' and 'UNION DE ÁTOMOS IGUALES, IGUAL ELECTRONEGATIVIDAD'. 'POLAR' branches into two sub-categories: 'CUANDO EL PAR ELECTRÓNICO NO ESTÁ COMPARTIDO POR IGUAL ENTRE DOS ÁTOMOS' and 'UNION DE ÁTOMOS DISTINTOS, DIFERENTE ELECTRONEGATIVIDAD'. Each node is represented by a light gray rounded rectangle with a dark blue shadow, connected by thin black lines.

NO POLAR

CUANDO EL PAR
ELECTRÓNICO ESTÁ
COMPARTIDO POR
IGUAL ENTRE DOS
ÁTOMOS

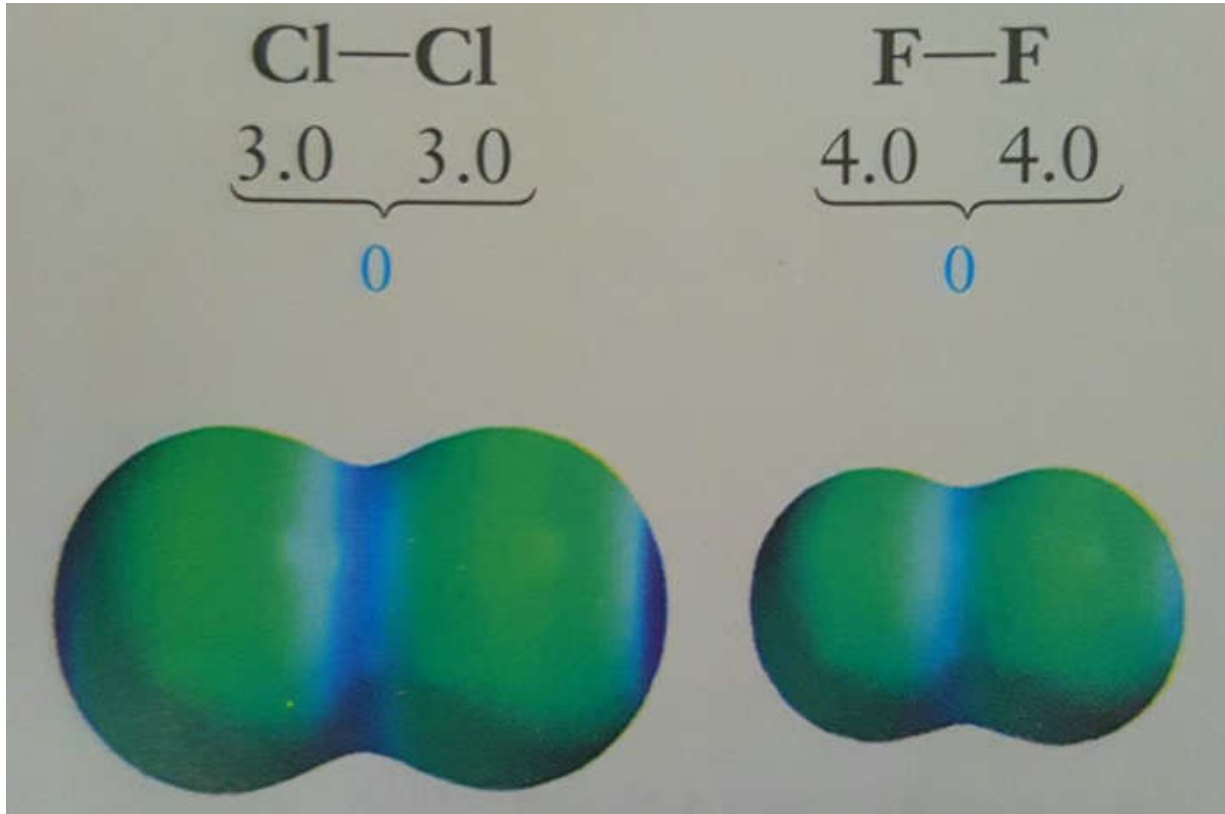
UNION DE ÁTOMOS
IGUALES, IGUAL
ELECTRONEGATIVIDAD

POLAR

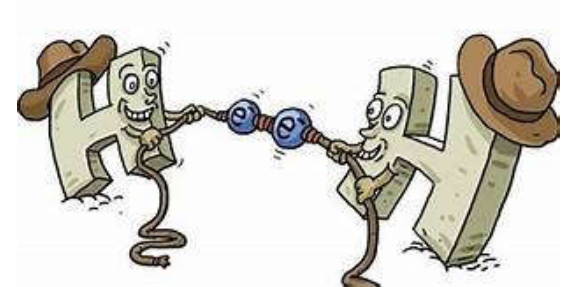
CUANDO EL PAR
ELECTRÓNICO NO ESTÁ
COMPARTIDO POR
IGUAL ENTRE DOS
ÁTOMOS

UNION DE ÁTOMOS
DISTINTOS,
DIFERENTE
ELECTRONEGATIVIDAD

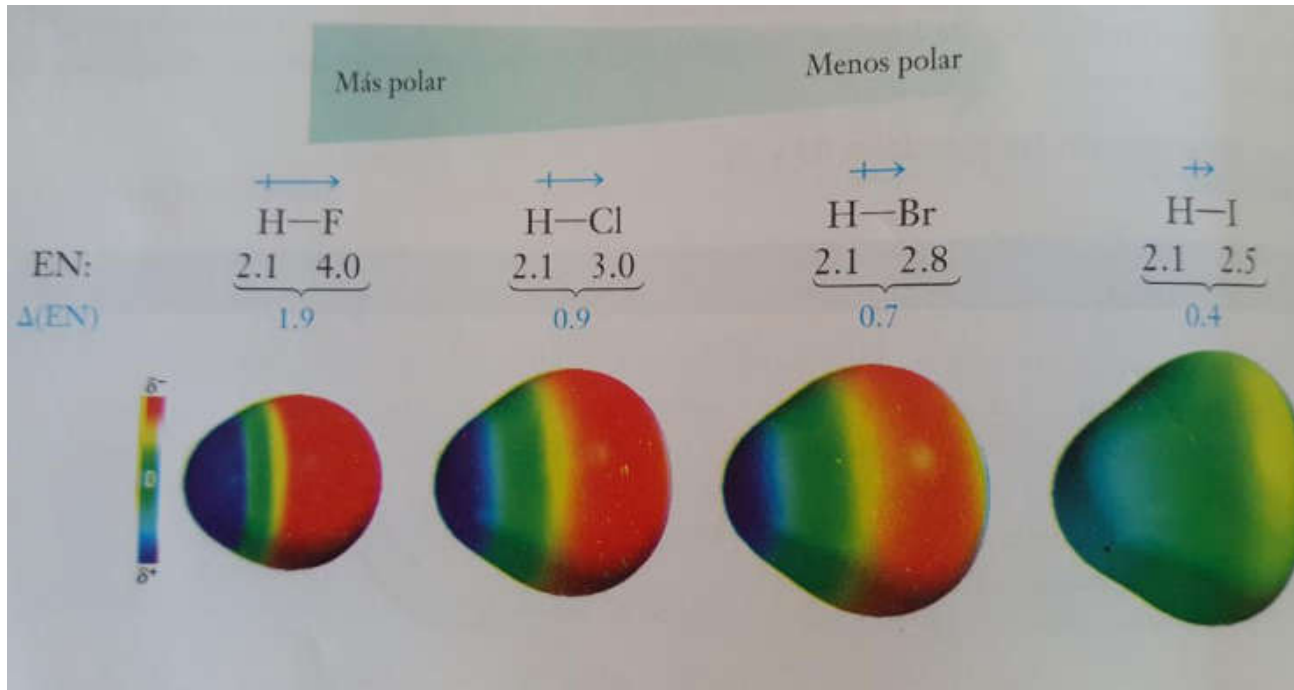
MOLÉCULAS DIATÓMICAS NO POLARES



$\Delta(\text{EN})$ diferencia de electronegatividad.
En estos casos la diferencia de electronegatividad es cero.



MOLÉCULAS DIATÓMICAS POLARES



$\Delta(EN)$ diferencia de electronegatividad.

En la gráfica se observa las dos tipos de notación de las moléculas polares.

La separación de carga en un enlace covalente polar genera un **dipolo eléctrico**.

La polaridad de un enlace y en este caso de una molécula genera un **momento dipolar**.



MOMENTOS DIPOLARES

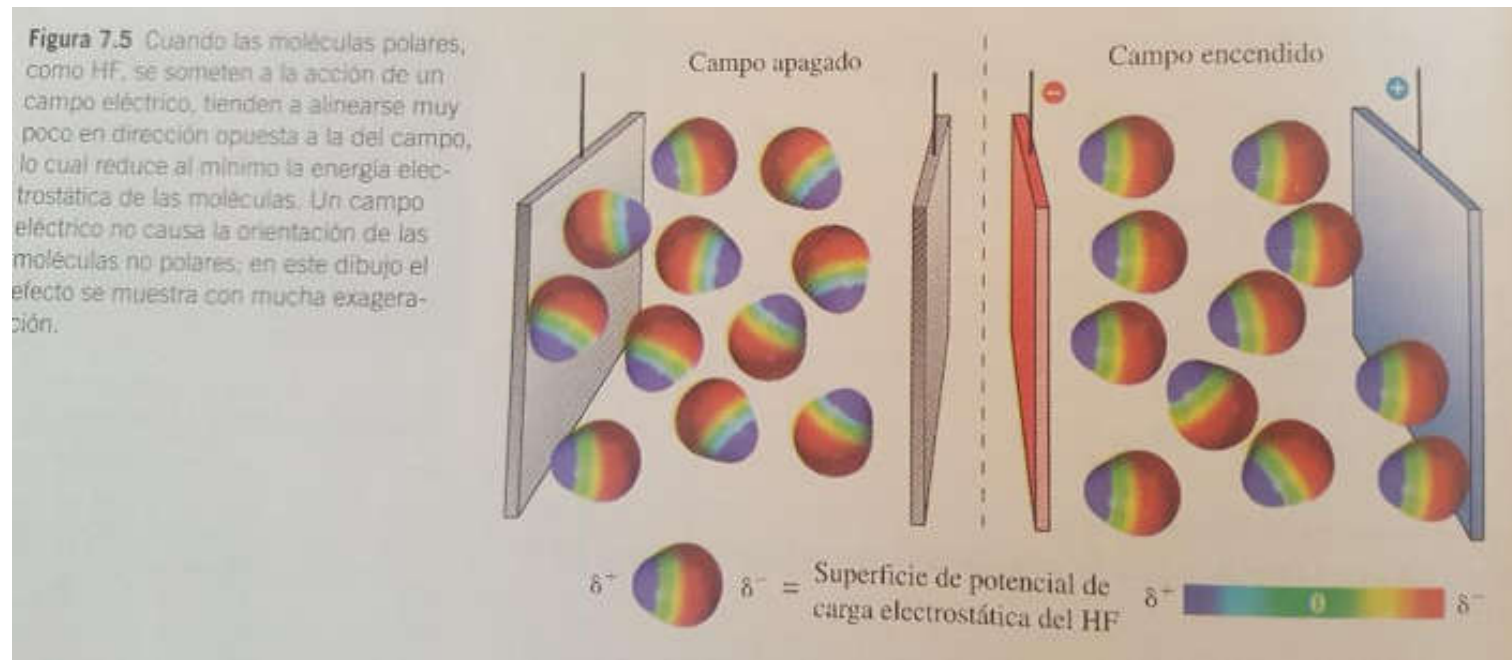
Las **moléculas diatómicas** cuyos átomos presentan **enlace covalente polar** presentan un **momento dipolar**.

El momento dipolar μ , se define como el producto de la distancia, d , de separación de las cargas de cargas opuestas separadas una distancia d .

El momento dipolar se mide sometiendo a las distintas moléculas a una diferencia de potencial (aplicación de un voltaje).

A medida que **aumenta la diferencia de electronegatividad de las moléculas diatómicas**, **aumenta el momento dipolar**

Los momentos dipolares se asocian sólo a los enlaces individuales, por lo tanto en el caso de moléculas formadas por más de dos átomos, el momento dipolar resulta de sumar los momentos dipolares de todos los enlaces que tenga la molécula.



ATENCIÓN!!!!!!! MUY IMPORTANTE!!!!!!!!!!

No alcanza con ver la **diferencia de electronegatividad** entre los átomos que se unen!!!!!!
Cualquier intento de decir que una **sustancia es iónica o covalente** que pudiéramos sugerir
A partir su **estructura electrónica**, además **debe ser congruente con las propiedades físicas**
de las sustancias covalentes y metálicas

