

## **Escuela: E.P.E.T. N° 7**

**Docentes:** Galian Gustavo G. \_ Elizabeth Soria

**Año** 4° - 1° y 2° división. Ciclo Orientado Nivel Secundario

**Turno:** Tarde

**Área:** Química Aplicada

**Título:** Uniones Químicas Intermoleculares

### **GUÍA PEDAGÓGICA N° 10**

#### **Contenidos:**

##### **¡Hola!**

A continuación se desarrolla la siguiente guía Integradora, la cual tiene como fin poder relacionar y repasar los contenidos vistos en las guías anteriores.

Esta guía deberá ser presentada el día 25/09

En las siguientes direcciones de correo electrónico podrá consultar según corresponda a su profesor. Dichas direcciones son exclusivamente para uso de envío y consultas referidas a las guías. [profqcaqgalian78@gmail.com](mailto:profqcaqgalian78@gmail.com) [rosi979.es@gmail.com](mailto:rosi979.es@gmail.com)

#### **Objetivos:**

- Diferenciar las uniones químicas intermoleculares
- Describir las uniones químicas.
- Reconocer la estructura de las distintas uniones Intermoleculares

#### **Competencias**

- *Pensamiento crítico.*
- *Aprender a aprender*
- *Responsabilidad y compromiso*
- *Resolución de situaciones problemáticas*
- *Producción escrita*
- *Comprensión Lectora*

#### **Capacidades:**

- Reconoce las uniones existentes entre moléculas.
- Comprende las diferencias entre cada una y sus características.

Criterios de evaluación:

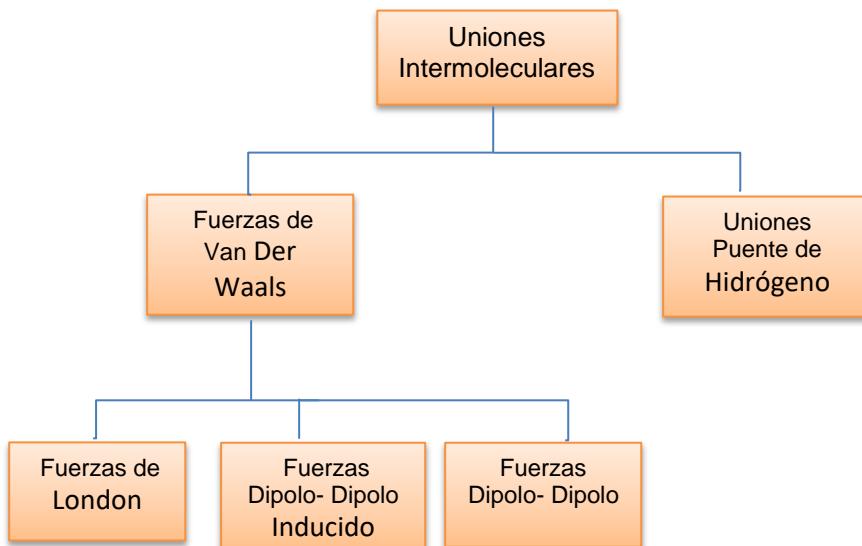
- a- Autoevaluación en función de la realización de lo propuesto.
- b- Se hará seguimiento del proceso mediante las consultas e intercambio realizados.

### ***Desarrollo de actividades***

El material que a continuación se encuentra deberá estar escrito y desarrolladas sus actividades en el cuaderno de química.

### **UNIOMES QUÍMICA INTERMOLECULARES**

Estas uniones químicas se producen entre moléculas y entre las cuales se pueden encontrar:



#### **¿Qué son las fuerzas de Van der Waals?**

Se conoce como fuerzas de Van der Waals o interacciones de Van der Waals a un cierto tipo de **fuerzas intermoleculares atractivas o repulsivas**, diferentes de aquellas que generan los enlaces atómicos (iónicos, metálicos o covalentes de tipo reticular) o la atracción electrostática entre iones y otras molécula

Este tipo de fuerzas se manifiestan en tres casos particulares:

- **Fuerzas de dispersión de London.** Se dan de manera instantánea entre dos dipolos moleculares inducidos.
- **Fuerzas de atracción de Debye.** Tienen lugar entre una molécula polar y otra que presente una polaridad inducida.

- **Fuerzas de atracción de Keesom.** Se dan entre moléculas permanentemente polarizadas. (Dipolo\_ Dipolo)

A la totalidad de estas fuerzas intermoleculares se las conoce como Fuerzas de Van der Waals, nombre que **hace homenaje al físico holandés Johannes Diderik Van der Waals** (1837-1923). Este tipo de fuerzas resultan por lo general **débiles en comparación con los enlaces químicos ordinarios**,



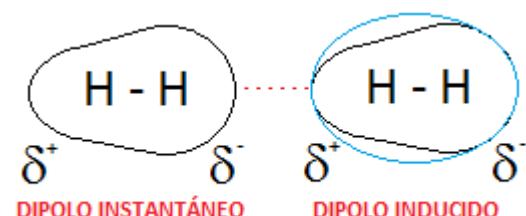
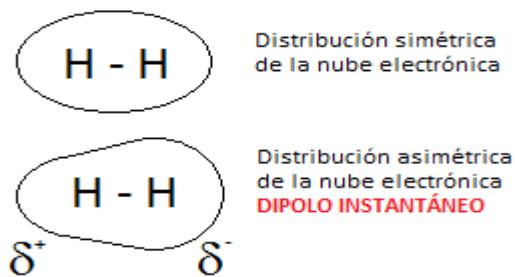
### FUERZAS DE LONDON

Las fuerzas de London o de dispersión son las más débiles de todas las fuerzas intermoleculares, por lo que, en general, las moléculas covalentes apolares presentarán bajos puntos de fusión y ebullición, aumentando en un mismo grupo con el tamaño atómico. Lo mismo ocurre con los gases nobles, que son átomos que no forman enlace, en los cuales el punto de ebullición superior corresponde, en efecto, al más grande de la serie, el radón, por ser el más grande de la serie. Como podemos ver, los puntos de ebullición crecen de menor a mayor: Helio:-269 °C, Neón: -246 °C, Argón: -186 °C, Criptón: -152 °C, Xenón: -108 °C, Radón:-62 °C

Se comprende que haya fuerzas de carácter electrostático entre moléculas covalentes polares pero entre las apolares? Veamos, pues, la naturaleza de estas fuerzas. En las moléculas covalentes apolares, puede suceder que la nube electrónica, que estará en movimiento constante en torno a los núcleos atómicos, se halle más desplazada hacia un lado de la molécula durante un brevísimo lapso de tiempo.

Así, la especie que es normalmente apolar, se puede volver fugazmente polar y formar un dipolo instantáneo. Además, por un proceso de inducción, este dipolo instantáneo puede provocar, a su vez, el desplazamiento de la nube electrónica de las nubes vecinas, formando lo que se conoce como un «dipolo inducido».

Estos dipolos sienten una cierta atracción mutua, de carácter débil (son dipolos con un desplazamiento de carga leve), que reciben el



nombre de fuerzas dipolo instantáneo – dipolo inducido, o también fuerzas de London o fuerzas de dispersión.

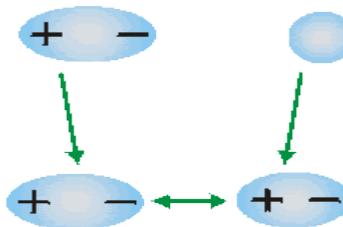
Esto hace que, en las moléculas grandes, sea más fácil la formación de dipolos instantáneos. Se dice que estas moléculas son polarizables. Por ejemplo, si consideramos las moléculas diatólicas del halógeno cloro, bromo y yodo, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> e I<sub>2</sub>, sus puntos de fusión y ebullición y su estado de agregación a temperatura ambiente se pueden ver en la tabla siguiente:

|                 | P. fusión | P. ebullición | Estado a Tamb. |
|-----------------|-----------|---------------|----------------|
| Cl <sub>2</sub> | -102 ºC   | -34 ºC        | Gas            |
| Br <sub>2</sub> | -7 ºC     | 59 ºC         | Líquido        |
| I <sub>2</sub>  | 83 ºC     | 184 ºC        | Sólido         |



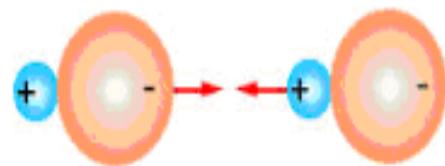
### FUERZAS DIPOLO-DIPOLO INDUCIDO

Tienen lugar entre una molécula polar y una molécula apolar. En este caso, la carga de una molécula polar provoca una distorsión en la nube electrónica de la molécula apolar y la convierte, de modo transitorio, en un **dipolo**.



### FUERZAS DIPOLO-DIPOLO

La interacción dipolo-dipolo es la observada entre un dipolo positivo de una molécula polar con el dipolo negativo de otra. En los enlaces covalentes polares, el átomo con mayor electronegatividad atrae los electrones hacia sí, formándose un dipolo negativo en torno al mismo. En el átomo con menor electronegatividad, el dipolo formado es de carga positiva, ya que cede parcialmente sus electrones. Las atracciones electrostáticas entre dipolos de carga contraria, de diferentes moléculas son las llamadas interacciones dipolo-dipolo.

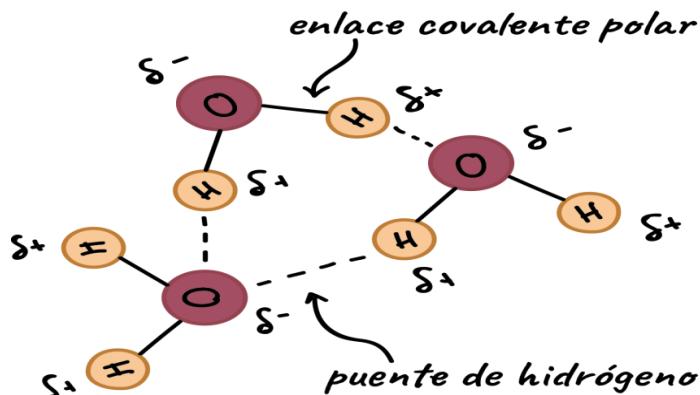


molécula polar x molécula polar  
(dipolo x dipolo)

En un líquido, por ejemplo, las moléculas están muy cercanas entre sí, unidas por fuerzas intermoleculares, por ejemplo interacciones dipolo-dipolo. Cuanto mayor es la fuerza intermolecular que las une, mayor será el punto de ebullición del líquido, dado que se necesitará más energía para romper dichos enlaces.

### EL ENLACE O "PUENTE DE HIDROGENO"

Es un tipo de enlace muy particular, que aunque en algunos aspectos resulta similar a las interacciones de tipo dipolo-dipolo, tiene características especiales. Es un tipo específico de interacción polar que se establece entre dos átomos significativamente electronegativos, generalmente O o N, y un átomo de H, unido covalentemente a uno de los dos átomos electronegativos. Debido a que el oxígeno es más electronegativo —ávido de electrones— que el hidrógeno, el átomo de O<sub>2</sub> acapara los electrones y los mantiene alejados de los átomos de H<sub>2</sub>. Esto le da al lado de la molécula de agua que corresponde al oxígeno una carga parcial negativa, mientras que los extremos del hidrógeno tienen una carga parcial positiva. El agua se clasifica como una **molécula polar** debido a sus enlaces covalentes polares y su forma angular.



#### Puentes de hidrógeno de las moléculas de agua

Gracias a su polaridad, las moléculas de agua se atraen entre sí con gran facilidad. El lado positivo de una —un átomo de hidrógeno— se asocia con el lado negativo de otra —un átomo de oxígeno. Estas atracciones son un ejemplo de **puentes de hidrógeno**, interacciones débiles que se forman entre un hidrógeno con una carga parcial positiva y un átomo más electronegativo, como el oxígeno. Los átomos de hidrógeno involucrados en enlaces de este tipo deben estar unidos a átomos electronegativos, tales como: O N F Cl

Las moléculas de agua también son atraídas por otras moléculas polares y por iones. Una substancia cargada o polar que interactúa con el agua y se disuelve en ella es conocida como **hidrofílica**: *hidro* significa "agua," y *fílica* significa "amigo de". En contraste, las moléculas no polares como los aceites y grasas, no interactúan bien con el agua. Estas más bien se apartan de ella en lugar de disolverse, por lo que se les llama **hidrofóbicas**: *fóbica* significa "temor a". Es posible que hayas notado esto como un inconveniente de los aderezos para ensaladas hechos con vinagre y aceite. El vinagre, es solo agua con un poco de ácido.

**Escuela: E.P.E.T. N° 7 4 ° año 1° y 2° División Química Aplicada**

## Cuestionario:

- 1- Dentro de las uniones intermoleculares explique y grafique las fuerzas de Van Der Waals.
  - 2- ¿Cómo se producen las uniones puentes de Hidrogeno? Realice las uniones de las moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  y HF
  - 3- Marque con una X la respuesta correcta:

- Las fuerzas de Van der Waals que producen una mayor atracción entre las moléculas son:



- b) fuerzas dipolo-dipolo inducido

c) fuerzas dipolo-dipolo

- Las fuerzas de London se manifiestan en el caso de que dos moléculas sean:



- El **CO<sub>2</sub>** se disuelve en agua por la acción de:



- b) fuerzas dipolo-dipolo inducido      d) uniones puente de hidrógeno

- A pesar de su baja masa molecular, el agua es líquida a 20°C por las:

- a) fuerzas de London    c) fuerzas dipolo-dipolo

- b) fuerzas dipolo-dipolo inducido      d) uniones puente de hidrógeno

Director: Rame Daniel

Vicedirector: Aciar Ernesto