

# ¿Cómo se pueden detectar los dipolos eléctricos de las moléculas polares?



Nombre: \_\_\_\_\_ Curso: \_\_\_\_\_

## Introducción

### Actividad Introductoria

Responde las siguientes preguntas a partir de los conocimientos previos:

a. ¿Cómo crees que los elementos se pueden unir para formar compuestos como el agua?

Handwriting practice area for question a, featuring a red margin line on the left and seven horizontal blue lines.

b. ¿Esas uniones que permiten a los elementos enlazarse entre sí, le aportan características en su comportamiento a los compuestos que se forman?

Handwriting practice area for question b, featuring a red margin line on the left and seven horizontal blue lines.



Recordemos...

A partir de la lectura de los siguientes conceptos claves podrás recordar aspectos generales que servirán para bordar la unidad temática.

## Enlace químico y energía

El número máximo de electrones que puede poseer un átomo en su nivel energético más externo es ocho.

Esta configuración sólo la poseen los gases nobles; estos elementos se caracterizan por una elevada estabilidad química.

Todos los cuerpos en la naturaleza tienden a conseguir un estado de máxima estabilidad, que su energía sea mínima.

En 1916 Lewis propuso la regla del octeto según la cual el enlace químico es un proceso en el que los átomos ganan, pierden o comparten electrones de las capas más externas hasta conseguir la configuración de un gas noble (ocho electrones en el nivel más externo). No siempre es posible conseguir esta estructura, a veces con el enlace químico se puede semicompletar o completar los orbitales.

Cuando dos átomos se aproximan sus cortezas electrónicas comienzan a influirse mutuamente. Si esta influencia conlleva que la energía del sistema compuesto por los dos átomos unidos sea menor que la que tienen por separado, se producirá el enlace químico.

Siempre que entre dos o más átomos existan fuerzas que conduzcan la formación de una agrupación estable, entre esos átomos hay un enlace.

Las fuerzas de atracción del enlace van aproximando a los átomos hasta una determinada distancia a partir de la cual empiezan a actuar fuerzas de repulsión de los núcleos entre sí y de las cortezas entre sí. A esta distancia de equilibrio le corresponde una energía potencial mínima y se denomina longitud de enlace.

## Enlace iónico

Cuando se enfrentan elementos de electronegatividades muy diferentes, se produce una cesión de electrones del elemento menos electronegativo al más electronegativo, formándose los respectivos iones positivo y negativo.

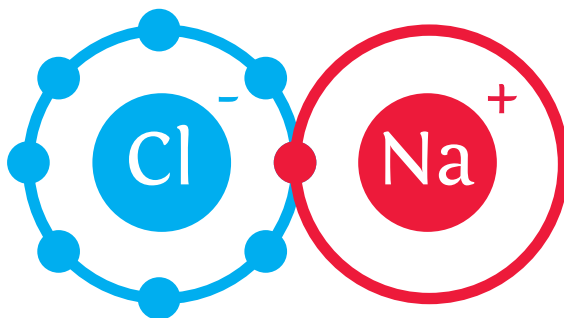


Figura 1. Enlace iónico



Entre estos iones, que son de signo contrario, aparecerán fuerzas de atracción, lo que dará origen a la formación de un compuesto.

El enlace iónico es, por lo tanto, la unión de iones de signo contrario mediante fuerzas electrostáticas. Los iones no forman moléculas aisladas, sino que se agrupan en redes cristalinas: un ión se rodea del máximo número posible de iones de signo opuesto. El tipo de red que se forme dependerá del tamaño relativo de los iones positivos y negativos (por ejemplo el NaCl (figura 1) tiene, para cada tipo de iones, una estructura cúbica centrada en las caras).

Se denomina valencia iónica de un elemento al número de electrones ganados o perdidos al formar un compuesto iónico.

## El enlace covalente

### Teoría de Lewis. tipos de enlaces

Para explicar la existencia de moléculas como F<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub> formadas por elementos con la misma electronegatividad o electronegatividades próximas, Lewis propone la existencia del enlace covalente.

El enlace covalente consiste en la unión de átomos mediante la compartición de pares de electrones para adquirir una configuración electrónica estable, formando moléculas (figura 2).

En los diagrama de Lewis los electrones de valencia se simbolizan por puntos. En ocasiones, para adquirir la estructura de gas noble, los elementos comparten dos o tres pares de electrones,

por ejemplo:

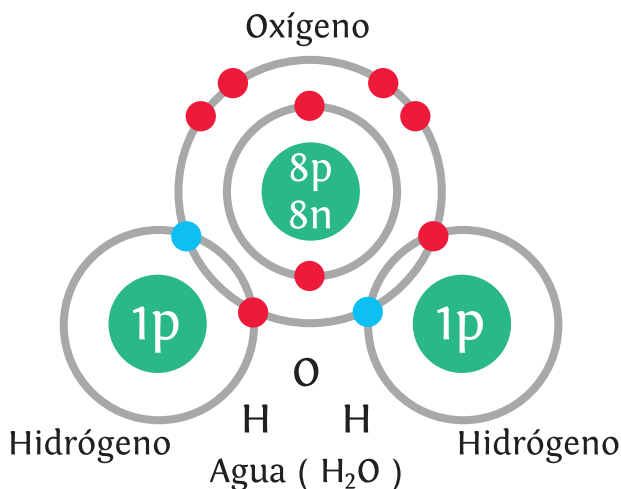
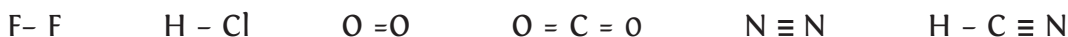


Figura 2. Enlace covalente

### Objetivos

- » Establecer relaciones entre la formación de enlaces polares, la simetría de la molécula y las fuerzas de interacción intermoleculares.



## Actividad 1: Polaridad de las moléculas.

Podemos hablar en el enlace covalente de dos tipos, partiendo de las diferencias de electronegatividades de sus elementos que los compongan:

**covalente apolar:** al realizar la diferencia de electronegatividades entre los elementos que conforman el compuesto, esta es de cero (figura 3).

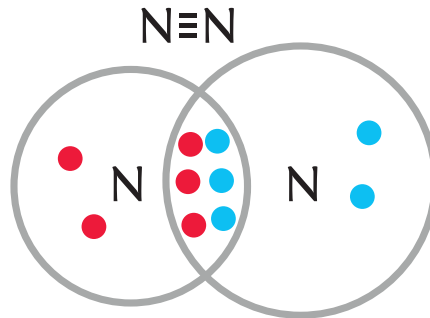


Figura 3. Covalente apolar

**Covalente polar:** al realizar la diferencia de electronegatividades entre los elementos que conforman el compuesto, está en el rango de 0.1 a 1.8 aproximadamente (figura 4).

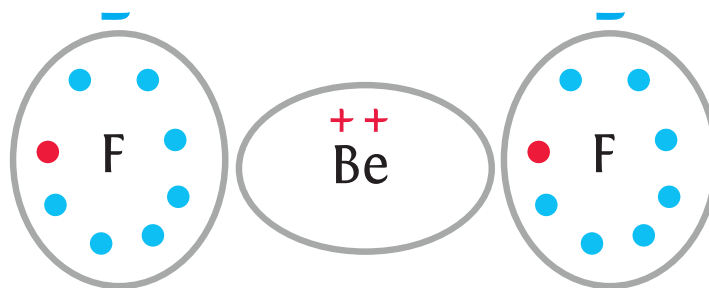


Figura 3. Covalente polar

1. Teniendo en cuenta las imágenes y conceptos anteriores, contesta:
- ¿Qué diferencia encuentras entre las representaciones del enlace covalente polar y apolar?

---

---

---

---

---

---

---

---



b. ¿Cómo es la repartición de los electrones en cada uno de ellos?

Blank lined area for writing the answer to question b.

c. Ilustra dos ejemplos de enlace covalente haciendo evidente la distribución de sus electrones.

Blank area for drawing two examples of covalent bonds showing electron distribution.

2. Clasifica las diferentes estructuras en moléculas polares o apolares ubicándolas en cada grupo que corresponde:

Covalente polar

Empty rounded box for classifying polar covalent molecules.

Covalente apolar

Empty rounded box for classifying non-polar covalent molecules.



## Polaridad molecular

La polaridad de un enlace químico se da cuando existe una distribución asimétrica de la nube electrónica del enlace en torno a los dos átomos que forman dicho enlace. Esto sucede cuando las dos sustancias tienen distinta electronegatividad. Por ejemplo, si consideramos la molécula de  $H_2$ , formada por dos átomos idénticos, no hay distinta electronegatividad entre ellos y, por tanto, el enlace no es polar, sino apolar. La nube electrónica se distribuye de forma simétrica en torno a los dos átomos.

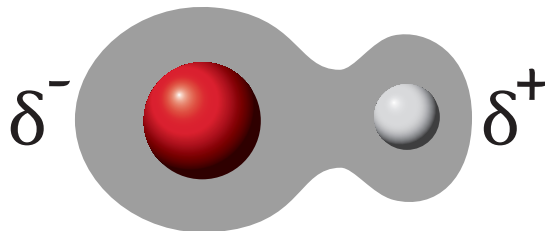


Figura 5. Polaridad molecular

En cambio, en la molécula, por ejemplo, de  $HBr$ , al ser el bromo más electronegativo que el hidrógeno, atrae hacia sí los electrones del enlace químico y la nube electrónica quedará distribuida de forma asimétrica. Decimos que el enlace  $H-Br$  es polar y que, aunque la molécula globalmente sea neutra, por esta distribución asimétrica queda una densidad de carga negativa sobre el  $Br$ , lo cual representamos como delta (-), y una densidad de carga positiva sobre el hidrógeno, representada como delta (+). Delta (-) y delta (+) son iguales y de signo contrario (figura 5).

-  3. Escoge dos moléculas covalentes y represéntalas partiendo del concepto de polaridad. Socialízalas en el salón de clase.



## Actividad 2: Geometría y simetría de las moléculas.

Dos sustancias químicas como el tetracloruro de carbono y el agua pueden comportarse de forma distinta según su polaridad. Las siguientes imágenes muestran que al frotar una vara y acercarla a las sustancias cuando estas descienden de la bureta, una de ellas no se ve afectada (no cambia su curso), mientras que la otra si lo hace.



Figura 6. Tetracloruro de carbono

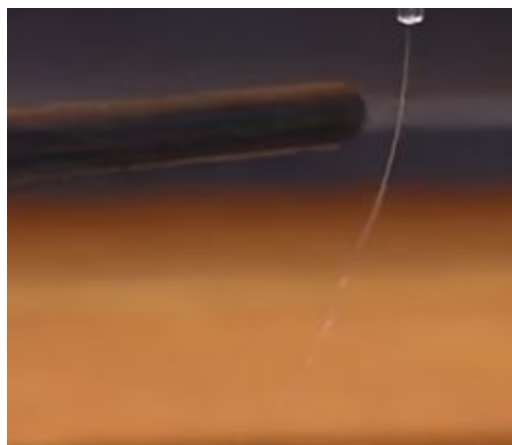


Figura 7. Agua

### 1. Responde los siguientes interrogantes.

a. ¿Qué tipo de enlaces poseen las sustancias químicas trabajadas en el experimento?

---

---

---

---

---

---

b. ¿Por qué el tetracloruro de carbono no reacciona como lo hizo el agua? ¿Tendrá que ver el tipo de enlace que tiene cada uno?

---

---

---

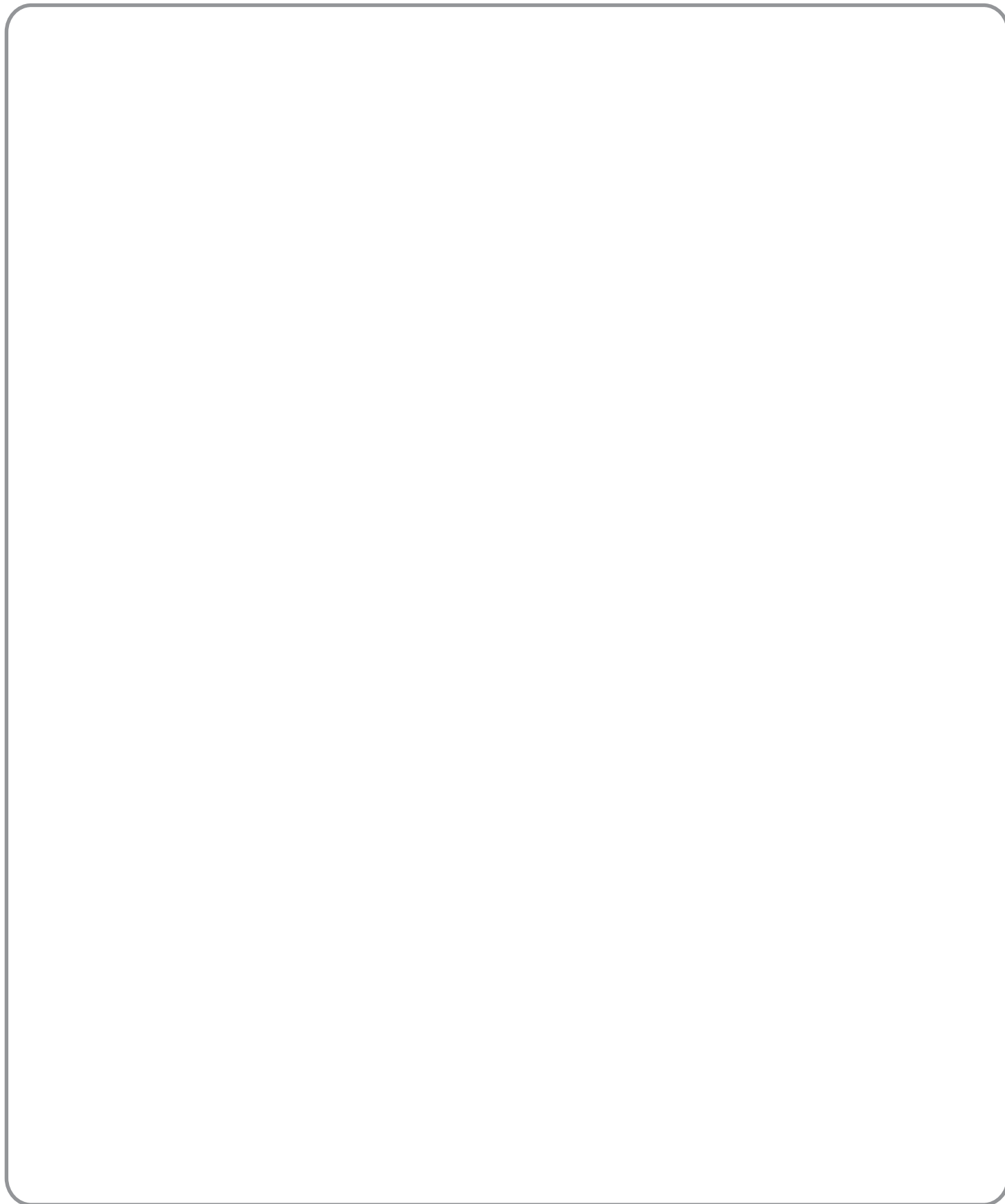
---

---

---



c. A partir de la explicación de polaridad de las moléculas, elabora un dibujo explicativo de lo que observaste en el video (este dibujo debe mostrar el comportamiento de las sustancias y su polaridad).





d. Crees que afecto la simetría molecular de las sustancias en los resultados obtenidos.  
¿Porqué?

---

---

---

---

---

---

---

---

### Simetría molecular

La simetría molecular es un concepto fundamental en química, pues muchas de las propiedades químicas de una molécula, como su momento dipolar y las transiciones espectroscópicas permitidas pueden predecirse o ser explicadas a partir de la simetría de la molécula.

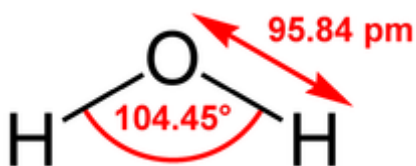


Figura 8. Simetría del agua

La simetría de una molécula puede describirse en 5 tipos:

1. El eje de simetría ( $C_n$ ) es un eje alrededor del cual una rotación por  $\frac{360^\circ}{n}$  resulta en una molécula indistinguible de la original por ejemplo el  $C_2$  en el agua (figura 8). Una molécula puede tener varios ejes de simetría. Aquel con un  $n$  más alto se denomina eje principal, y se le asigna el eje  $z$  en el sistema de coordenadas cartesiano.
2. El plano de simetría o plano especular ( $\sigma$ ) es un plano de reflexión a través del cual se obtiene una copia idéntica a la molécula original. El agua tiene dos: uno en el plano de la misma molécula y otro perpendicular a él.
3. El centro de simetría ( $i$ ) es aquel por el que, para cualquier átomo en la molécula, existe un átomo idéntico diametralmente opuesto.
4. El eje de rotación-reflexión ( $S_n$ ) es un eje alrededor del cual, una rotación por  $\frac{360^\circ}{n}$ , seguida de una reflexión en el plano perpendicular a él, deja la molécula sin cambio.
5. La identidad ( $E$ ) consiste en ningún cambio. Toda molécula tiene este elemento, y aunque parece físicamente trivial, su consideración es necesaria para la teoría de grupos.



## Geometría molecular

Es la disposición tridimensional de los átomos que constituyen una molécula. Determina muchas de las propiedades de las moléculas, como son la reactividad, la polaridad, magnetismo y actividad biológica entre otras (tabla 2).

Tipo de molécula	Ejemplo	Estructura de Lewis	Nubes enlazantes	Pares solidarios	Nº total de nubes	Orientación de las nubes eléctricas	Geometría de la molécula
AB <sub>2</sub> E	SO <sub>2</sub>	$\text{:}\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{S}}=\ddot{\text{O}}\text{:}$	2	1	3		 Angular
	NO <sub>2</sub>	$\text{:}\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}\text{:}$	2	1	3		 Angular
AB <sub>3</sub> E	NH <sub>3</sub>	$\text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H}$   N	3	1	4		 Pirámide trigonal
	ClO <sub>3</sub>	$\text{:}\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{Cl}}-\ddot{\text{O}}\text{:}$   :O:	3	1	4		 Pirámide trigonal
AB <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$	2	2	4		 Angular

Tabla 2. Geometría molecular

2. Dibuja las siguientes moléculas siguiendo el concepto de geometría molecular:

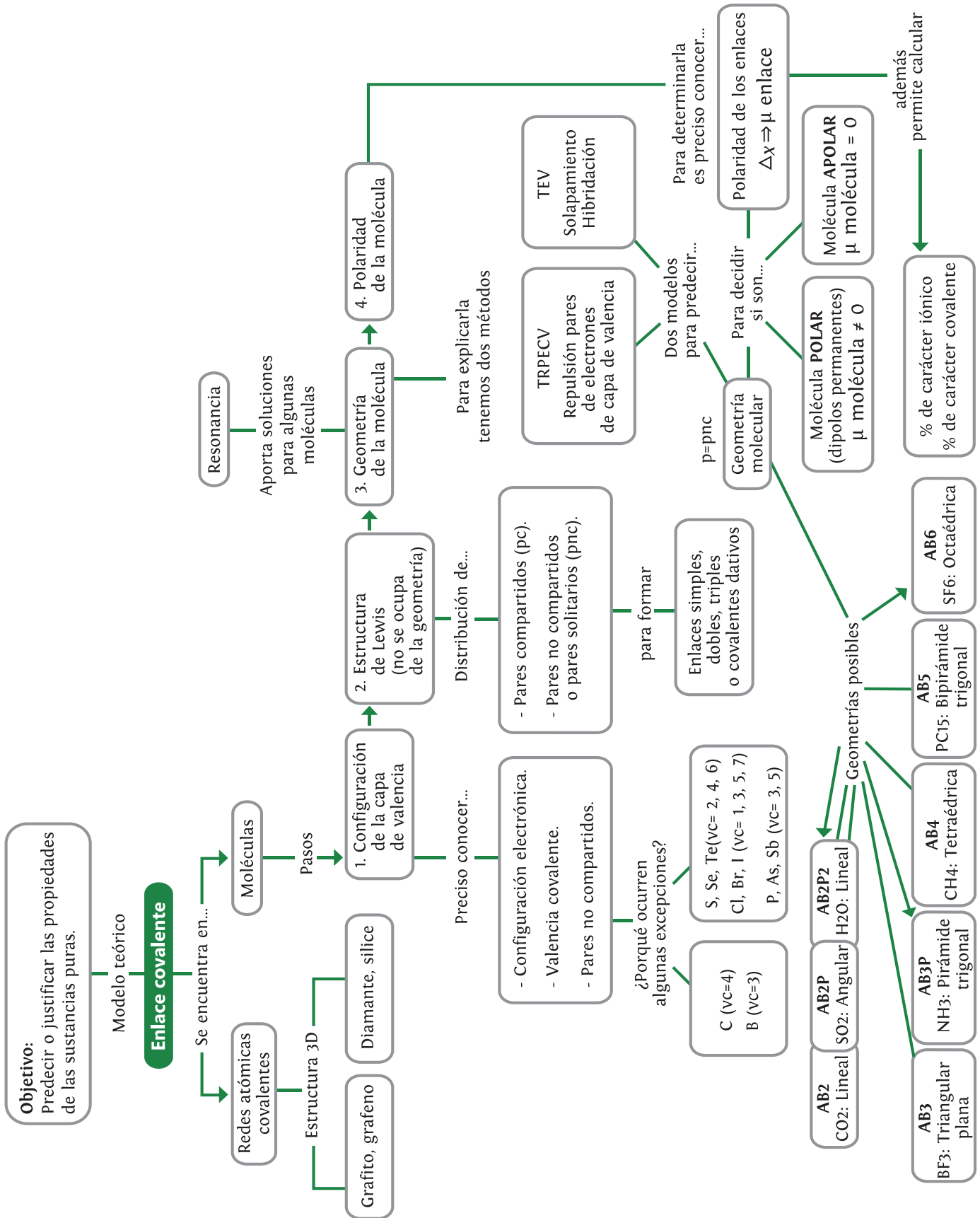
a. IF<sub>5</sub>

b. SO<sub>2</sub>





Complementa lo trabajado en la unidad a partir de la lectura del siguiente mapa conceptual.





## Tarea



Escoge dos sustancias químicas conocidas en la cotidianidad y represéntalas utilizando como materiales bolas de icopor de diferentes tamaños y palos de pincho. Estas estructuras deben ser presentadas y sustentadas en el salón de clase.

## Lista de referencias

Chang, R. (1999). *Química*. México: Ultra, S.A.

[http://es.wikipedia.org/wiki/Simetr%C3%ADa\\_molecular](http://es.wikipedia.org/wiki/Simetr%C3%ADa_molecular)

