

EPET 4

GABRIEL E. CALANI – ritabq@yahoo.com.ar

CUARTO AÑO – SEPTIMA DIVISION - QUÍMICA – GUÍA N°8

TURNO MAÑANA

QUÍMICA GENERAL

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS MOLECULARES – Continuación

1

Alótropos. Son las distintas formas moleculares en que se presenta un elemento, de acuerdo a la manera como se unen sus átomos entre sí. El ozono, O_3 , es una variedad alotrópica del oxígeno, O_2 , que respiramos. El diamante, el grafito y el fullereno son variedades alotrópicas del carbono.

Macromoléculas. Muchos compuestos covalentes se encuentran formando moléculas de elevada masa molar (mayor que 10000). Pueden ser:

Macromoléculas naturales, como las proteínas o los ácidos nucleicos (ARN y ADN).

Polímeros sintéticos, como plásticos y siliconas.

Es difícil atribuir las mismas propiedades a todos los polímeros, pero, en general, son sólidos a temperatura ambiente, con puntos de fusión y de ebullición relativamente bajos. Los polímeros naturales pueden ser solubles en solventes polares o no, mientras que los polímeros sintéticos, por lo general, no resultan solubles en solventes polares y si lo son en solventes apolares.

A partir de la lectura del texto, responda:

6. a) ¿Qué son las macromoléculas? b) ¿De qué tipos hay? C) De dos ejemplos de cada una.
7. ¿Cuáles son las propiedades de los polímeros sintéticos?

Lea detenidamente: INTERACCIONES ENTRE MOLÉCULAS

¿Por qué existen los sólidos, los líquidos y los gases? ¿Por qué el Iodo se disuelve en tetracloruro de Carbono y el azúcar en agua?

Si bien en un líquido las moléculas tienen una disposición más desordenada que en un cristal y pueden moverse en libertad, en los dos casos son atraídos entre sí por fuerzas de naturaleza electrostática. Aunque estas interacciones resultan más débiles que los enlaces

químicos, tienen la fuerza suficiente como para que se haga necesario entregar energía en forma de calor para vencerlas y pasar las sustancias al estado gaseoso. En los gases también encontramos, en menor escala, estas fuerzas de cohesión; la manifestación más evidente se observa en algunos gases, cuyos comportamientos se apartan bastante del llamado “comportamiento ideal”.

Por otra parte, son también fuerzas de atracción entre solvente y soluto las que mantienen al soluto en solución.

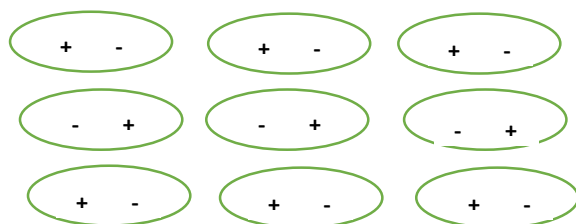
La intensidad de estas fuerzas de cohesión entre moléculas, llamadas **fuerzas intermoleculares o fuerzas de van der Waals**, determina los puntos de fusión y de ebullición de las sustancias, como así también la solubilidad en distintos solventes y la dureza que tendrán los cuerpos sólidos moleculares.

Hay tres tipos principales de fuerzas intermoleculares:

- Fuerzas o interacciones dipolo – dipolo.
- Fuerzas o interacciones de London.
- Uniones puente de hidrógeno.

Interacciones dipolo – dipolo. Como ya sabemos, en las moléculas polares, los electrones compartidos de la unión covalente están más cerca del núcleo del átomo que más los atrae (el más electronegativo). Se forma, entonces, un **dipolo**, y la diferencia en la densidad de la carga que existe sobre uno y otro átomo se denomina **momento dipolar**.

Las moléculas polares cercanas se acomodan, de manera que el extremo negativo del dipolo de una se acerca, lo más posible, al extremo positivo del dipolo de otra. Así se produce una atracción electrostática entre los extremos de dipolos opuestos, que se denomina **interacción dipolo – dipolo**, tanto más intensa cuanto mayor es el momento dipolar de la molécula. En un cristal molecular, el ordenamiento resulta:

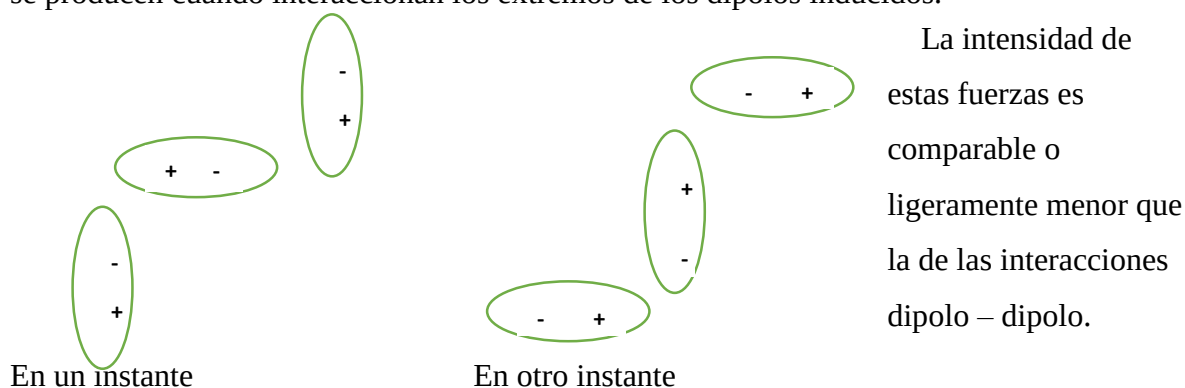


Este tipo de interacción es posible sólo cuando las moléculas se hallan muy próximas; son relativamente débiles, del orden del 1% de la energía de un enlace covalente.

Aunque no se trata de una unión intermolecular, la formación de dipolos explica también las **interacciones ión – dipolo** que ocurren entre un ión positivo o negativo y el dipolo de carga opuesta de un solvente polar.

Los iones se solvatan, es decir se rodean de solvente. Si el solvente es agua, los iones se hidratan.

Fuerzas de London o interacciones de dipolos transitorios. Son características de las moléculas apolares, como el Hidrógeno, H_2 , el metano, CH_4 y el Oxígeno, O_2 . El movimiento de los electrones en las moléculas no polares provoca la aparición de dipolos fluctuantes o transitorios, que cambian de manera constante en sentido y magnitud. Estos dipolos actúan sobre las moléculas cercanas e inducen la formación de otros dipolos. Las fuerzas de London se producen cuando interaccionan los extremos de los dipolos inducidos.

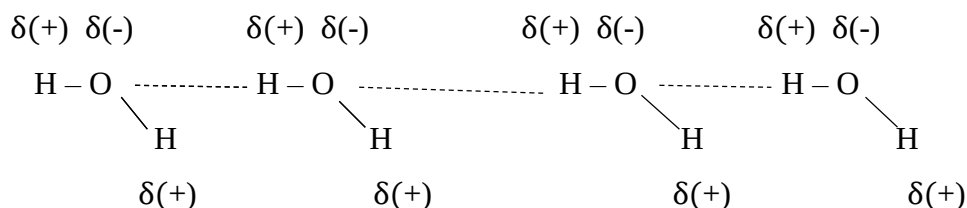


Ahora los invito a responder:

1. ¿Cuál es más fuerte, la unión entre moléculas o la unión entre los átomos de una molécula?
2. ¿Qué nombre reciben las fuerzas intermoleculares?
3. ¿Qué va a determinar la intensidad de las fuerzas intermoleculares en las sustancias?
4. ¿Cuáles son los tres tipos principales de fuerzas intermoleculares?
5. a) En las moléculas polares, los electrones compartidos en la unión covalente están más cerca del núcleo, ¿de qué átomo? b) ¿Qué origina esto? c) ¿Cómo se llama la diferencia de carga que existe entre uno y otro átomo?
6. Esquematice como se acomodan las moléculas polares cercanas. Represente la unión de Van der Waals (dipolo – dipolo) entre las moléculas de agua.
7. Cuando se habla de interacciones ión – dipolo, ¿Se trata de una unión intermolecular? Entonces, ¿De qué se trata?
8. ¿Qué significa que los iones se solvatan?
9. ¿Qué ocasiona el movimiento de los electrones en las moléculas no polares? Cite moléculas apolares.
10. ¿Entre qué tipo de dipolos se establecen las fuerzas de London? Esquematice.

11. ¿Cómo es la energía de interacción entre dipolos transitorios de las moléculas apolares respecto de la interacción entre dipolos permanentes de las moléculas polares?

Dado que nos encontramos a distancia voy a ayudarles respondiendo la segunda parte de la pregunta n°6 “Represente la unión de Van der Waals (dipolo – dipolo) entre las moléculas de agua.”



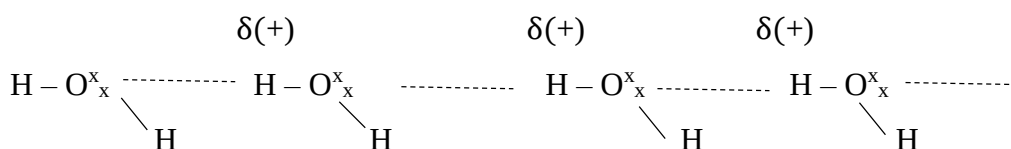
4

Leamos con atención el texto: OTRAS FUERZAS INTERMOLECULARES.

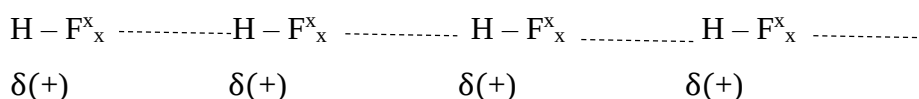
¿Por qué el hielo es menos denso que el agua? ¿Por qué el punto de ebullición del agua es mucho mayor que el esperado si se lo compara con otros hidruros de los elementos del mismo grupo?

La unión **punto de hidrógeno**, considerada por algunos científicos como un tipo de interacción dipolo-dipolo, se forma cuando un átomo de hidrógeno, unido a un elemento muy electronegativo por un enlace covalente, interacciona con un par electrónico no compartido de otro átomo de alta electronegatividad; se establecen así, “puentes” entre moléculas.

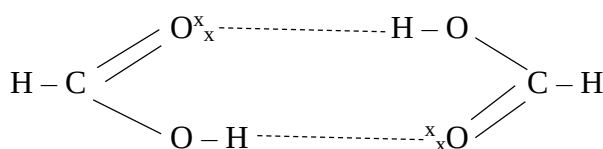
Las moléculas de agua forman puentes de hidrógeno entre ellas o con otras moléculas que contengan elementos muy electronegativos, con pares de electrones libres.



Puentes de hidrógeno en el agua



Polímero de ácido fluorhídrico gaseoso



Dímero del ácido fórmico (utilizado por las hormigas para defensa)

En el agua en estado líquido, las uniones puente de hidrógeno se forman y se rompen constantemente. Cuando el agua se congela, las moléculas forman una red

cristalina fija y ordenada, estableciéndose el máximo número posible de uniones puente de hidrógeno; por lo tanto, la misma masa de agua sólida ocupará un volumen mayor que en estado líquido (la densidad del hielo es de $0,917 \text{ g/cm}^3$)

La energía asociada con estas uniones oscila entre 5 y 25 kilojoule/mol; son las interacciones entre moléculas más fuertes que existen, pero resultan más débiles que los enlaces covalentes.

Si establecemos un valor arbitrario de 100 para la energía de enlace de una unión covalente, el puente de hidrógeno tendrá una energía de 10, y las otras uniones intermoleculares de 1.

5

Responder:

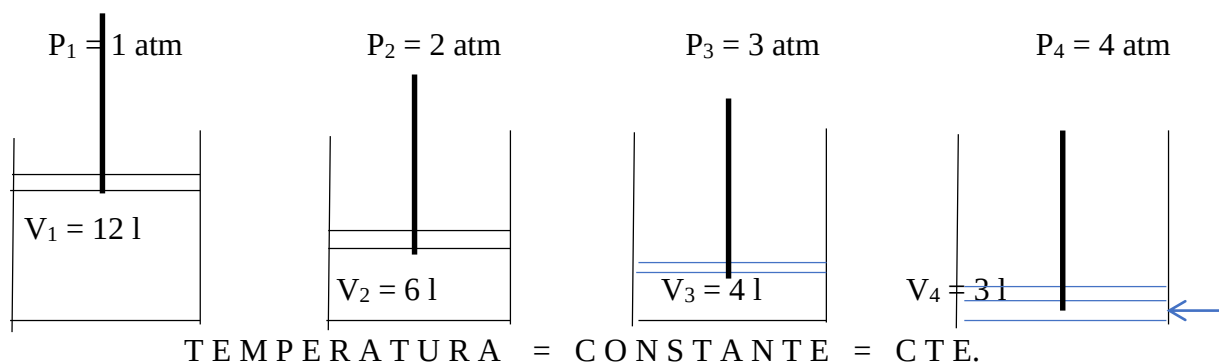
1. ¿Cuándo se forma la unión por puente de hidrógeno?
2. Represente las uniones por puente de hidrógeno que se establecen en el agua, en el ácido fluorhídrico gaseoso; y en el ácido fórmico.
3. ¿Por qué la densidad del hielo es menor que la del agua líquida?
4. ¿Cómo es la energía asociada a las uniones por puente de hidrógeno respecto de otras uniones intermoleculares y respecto de los enlaces covalentes?

Lea para la próxima guía el siguiente texto: **LEYES DE LOS GASES IDEALES**

LEY DE BOYLE Y MARIOTTE

Roberto Boyle, irlandés que vivió desde 1626 hasta 1691, y Edmundo Mariotte, francés que vivió desde 1620 hasta 1684, estudiando a los gases establecieron la ley que vincula el volumen de un gas con la presión que el mismo soporta cuando la temperatura permanece constante.

Consideremos el ejemplo del esquema:



Según estos resultados podemos observar que: $1 \text{ atm} \times 12 \text{ l} = 2 \text{ atm} \times 6 \text{ l} = 3 \text{ atm} \times 4 \text{ l} = 4 \text{ atm} \times 3 \text{ l}$. Es decir: $P_1.V_1 = P_2.V_2 = P_3.V_3 = P_4.V_4 = 12 \text{ atm.l}$

A **Temperatura constante**, el producto del volumen de un gas por la presión que el mismo soporta es una constante. Es decir $P.V = P_1.V_1 = P_2.V_2 = P_i.V_i = P_n.V_n = \text{cte.}$

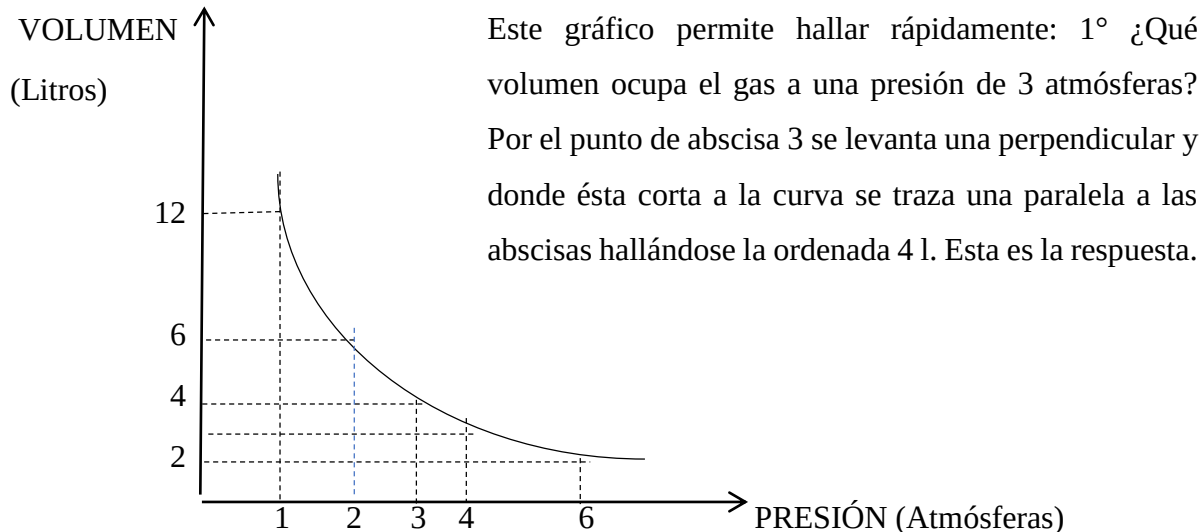
Ó El volumen de una masa de gas, a **temperatura constante**, está en relación inversa con la presión que el gas soporta. Es decir $P_1 / P_2 = V_2 / V_1$

Esta ley, por cumplirse a temperatura constante, es una Ley Isotérmica. Si los resultados se tabulan y se los representa gráficamente se obtiene una hipérbola equilátera.

6

PRESIÓN (abscisa) en atmósferas	VOLUMEN (ordenada) en litros
1	12
2	6
3	4
4	3
6	2

REPRESENTACIÓN GRÁFICA DE LA LEY



2° ¿A qué presión el volumen, en el problema anterior, es de 9 litros? Por el punto de ordenada 9 se traza una paralela al eje de las abscisas hasta cortar la curva. Por ese punto una perpendicular hasta cortar el eje de las abscisas y se halla la presión 1,33 atm.

Es todo por hoy. Ánimo y a seguir estudiando.

DIRECTORA: ROLDÁN Claudia