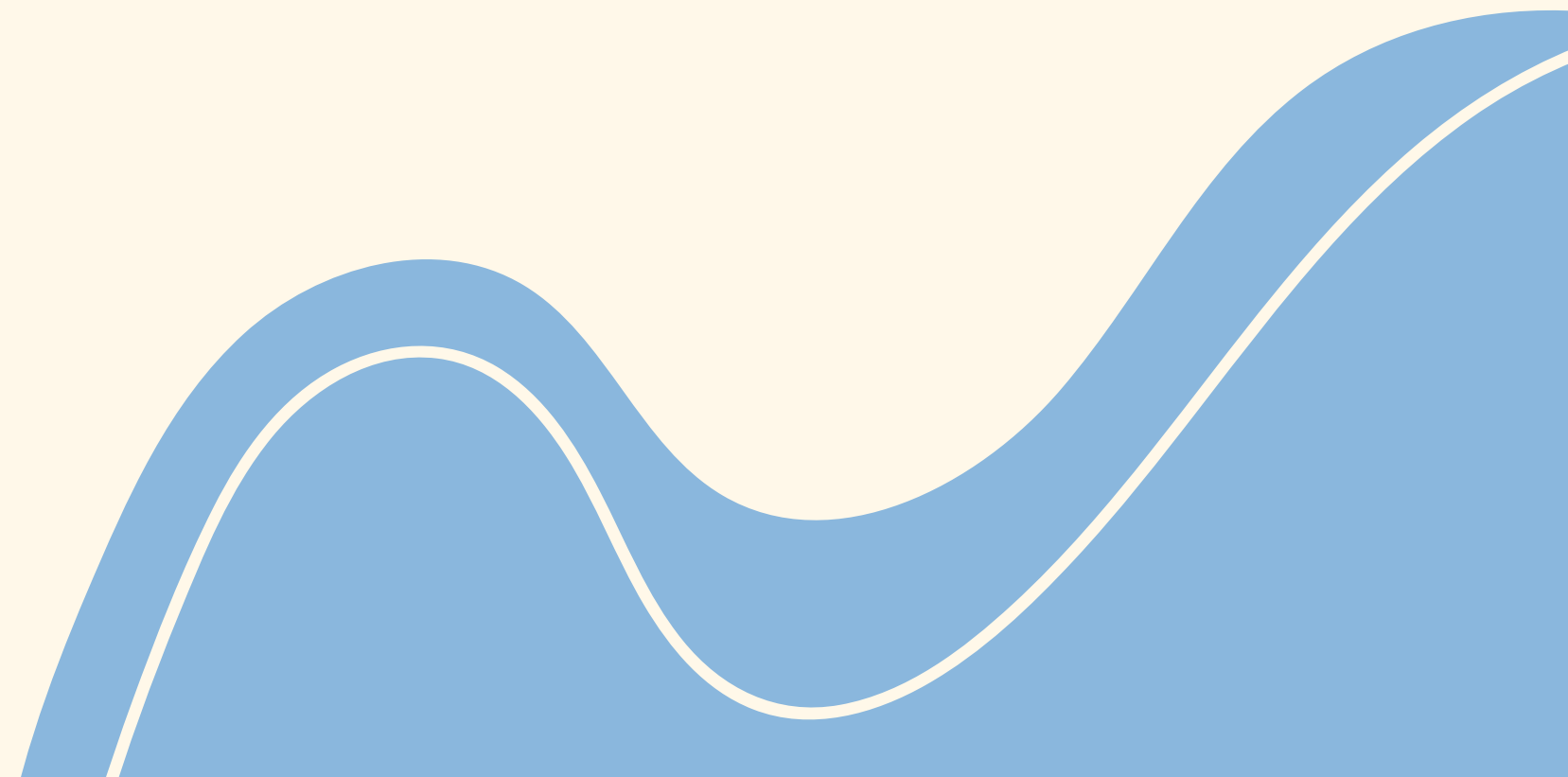




ACTIVIDAD: LÍQUIDOS Y SOLUCIONES

MEZA ALEJO YOVER RONAL

FUERZAS INTERMOLECULARES

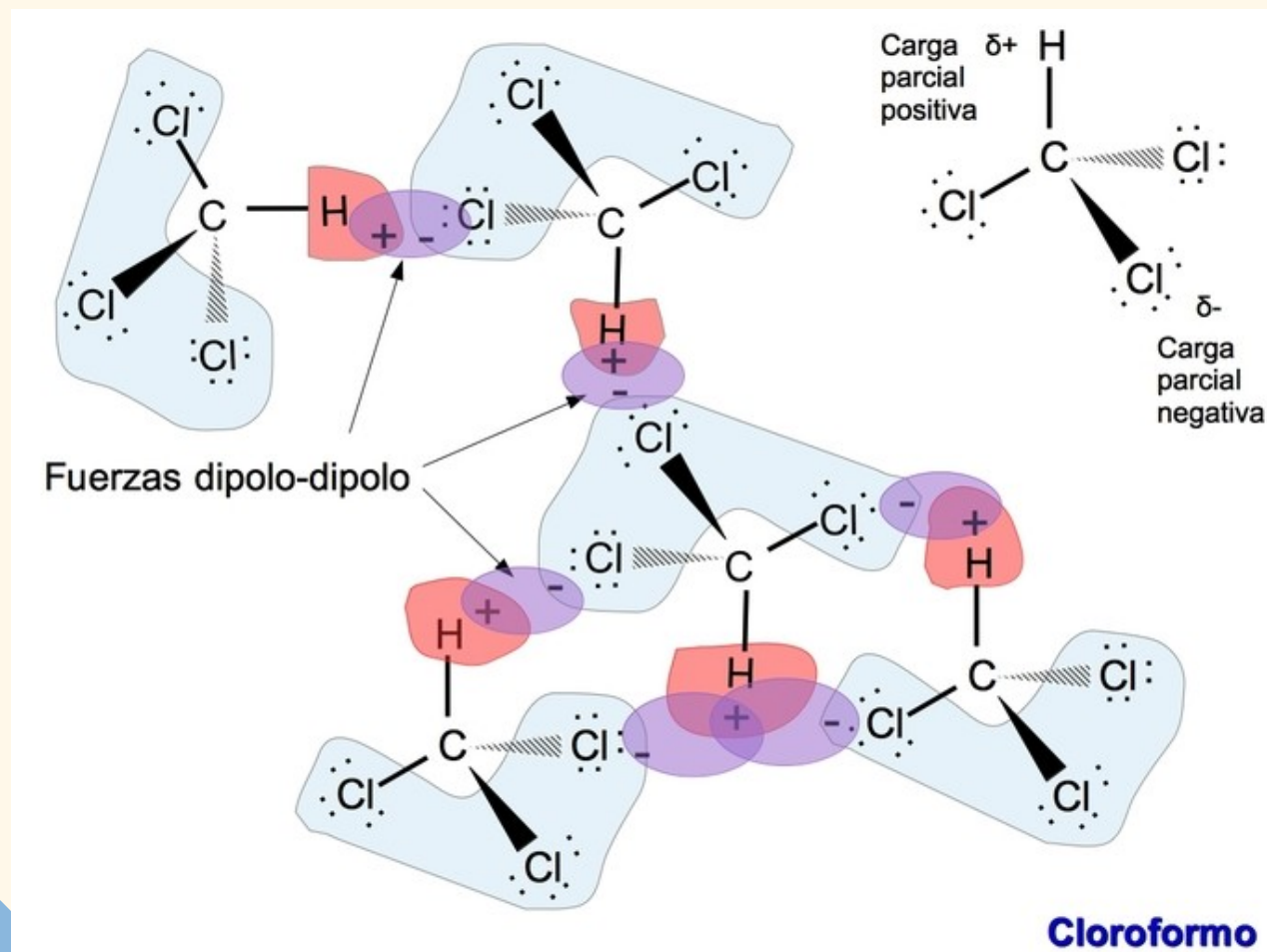


11.1 Proponga un ejemplo para cada tipo de fuerzas intermoleculares: *a)* interacción dipolo-dipolo, *b)* interacción dipolo-dipolo inducido, *c)* interacción ion-dipolo, *d)* fuerzas de dispersión, *e)* fuerzas de van der Waals.

Ejemplos

**Interaccion dipolo dipolo*

-El cloroformo presenta un polo negativo y un polo positivo. El polo positivo de una molécula atrae el polo negativo de otra molécula.



**interaccion dipolo dipolo inducido*

Interaccion del H2O con el O2

el agua H2O que es una molecula polar induce el movimiento de los electrones en el oxígeno O2 que es apolar de manera que se produce un momento dipolar, donde los polos iguales se repelen y los polos opuestos se atraen.

Fuerzas de van der wals

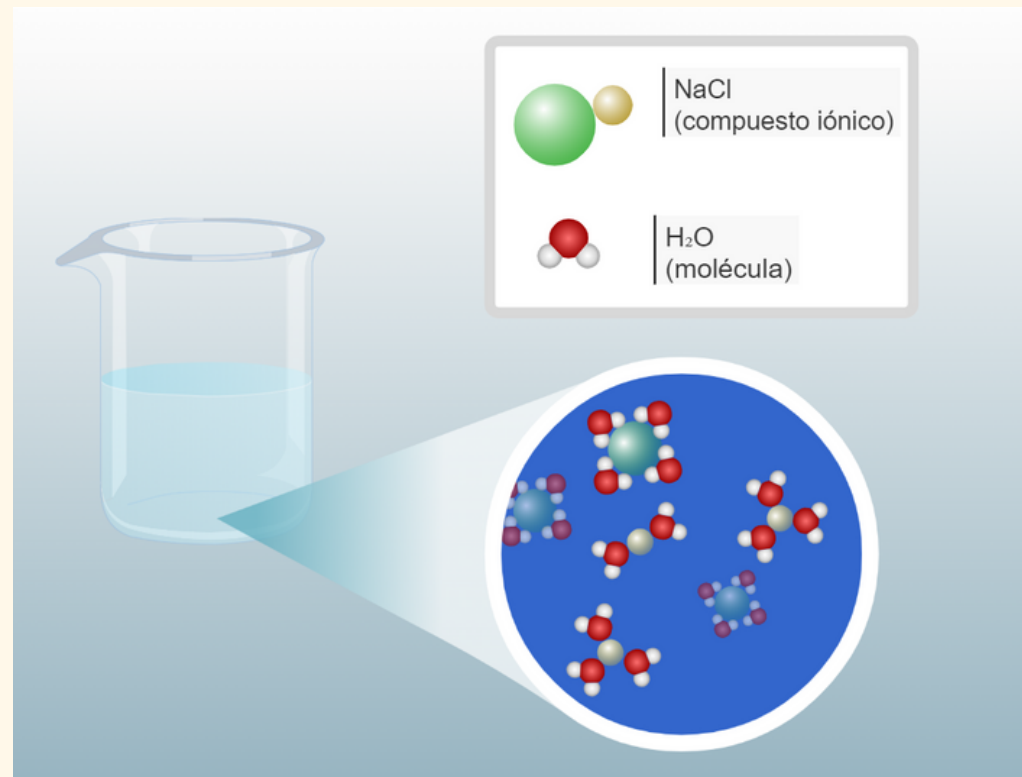
Un ejemplo común de fuerzas de Van der Waals en la vida cotidiana se encuentra en la cohesión de las moléculas de agua en su estado líquido.

Aunque el agua es una molécula polar, las fuerzas de Van der Waals también desempeñan un papel en la atracción entre las moléculas de agua, lo que permite que el agua forme gotas y tenga propiedades de cohesión

****Interaccion ion-dipolo***

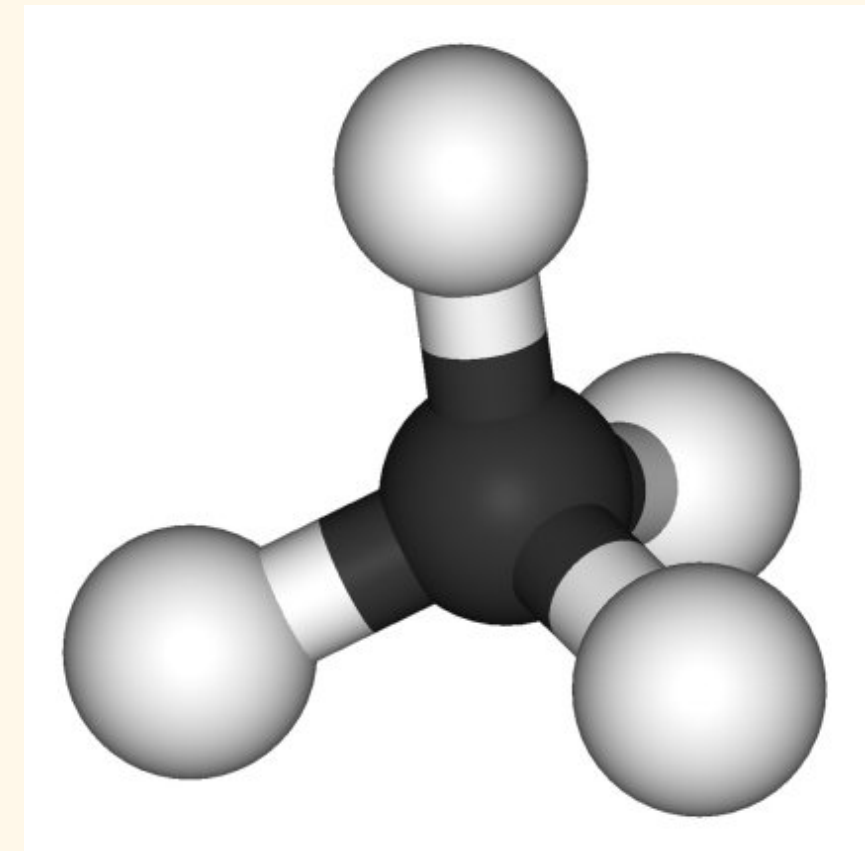
NaCl en agua

Cuando el cloruro de sodio) se disuelve en agua, las moléculas de agua muestran una separación de carga en sus átomos, lo que crea dipolos eléctricos permanentes en ellas. El NaCl es un compuesto iónico con iones cargados positiva y negativamente. Estas cargas de los iones en NaCl atraen a las cargas opuestas en las moléculas de agua, es decir, los átomos de hidrógeno de H₂O atraen a los iones cloruro y el oxígeno de H₂O atrae a los iones sodio.



****Fuerzas de dispersión***

El Metano es una molecula que tine un enlace apolar ,en las cuales sus moleculas solo están unidas por débiles Fuerzas de Dispersión , ocasionado que hierva a temperaturas muy bajas (-161 °C) y sea gas a temperatura ambiente.



11.6 ¿Cuáles elementos pueden participar en los enlaces de hidrógeno? ¿Por qué el hidrógeno es único en este tipo de interacción?

Los elementos que pueden participar en los enlaces de hidrógeno son: flúor, oxígeno o nitrógeno (F-H, O-H, N-H). El hidrógeno es único en el enlace de hidrógeno debido a su capacidad especial para formar interacciones fuertes con átomos altamente electronegativos, como oxígeno y nitrógeno. Este enlace se establece entre un átomo de hidrógeno y uno de oxígeno o nitrógeno que están covalentemente unidos a él. En esta interacción, un átomo de hidrógeno actúa como donante del enlace, y el átomo de oxígeno o nitrógeno, como receptor.

11.93 Nombre los tipos de fuerzas de atracción que se deben vencer para que: *a)* el amoníaco líquido hierva, *b)* el fósforo sólido (P_4) se funda, *c)* el CsI se disuelva en HF líquido y *d)* el potasio metálico se funda.

a) El amoníaco líquido hierva: Para hervir amoníaco líquido se requiere romper los enlaces de hidrógeno entre moléculas. También deben superarse las fuerzas dipolo-dipolo y de dispersión.

b) El fósforo sólido (P_4) se funda: El fósforo líquido o P_4 es una molécula no polar, por lo que las únicas fuerzas intermoleculares son de tipo de dispersión.

c) El potasio metálico se funda. Se requiere la ruptura de las uniones metálicas.

11.9 Los compuestos binarios de hidrógeno de los elementos del grupo 4A y sus puntos de ebullición son: CH_4 , -162°C ; SiH_4 , -112°C ; GeH_4 , -88°C , y SnH_4 , -52°C . Explique el incremento de los puntos de ebullición desde CH_4 hasta SnH_4 .

Las interacciones entre los compuestos binarios de hidrógeno de los elementos del grupo 4A, cuyas moléculas no tienen dipolos permanentes ni puentes de hidrógeno, son las fuerzas de dispersión (de dipolos inducidos, o de London) que dependen del número de electrones y de su polarizabilidad. Ambas cosas aumentan con la masa molecular de las sustancias y, por lo tanto, aumenta el Punto de Ebullición.

11.15 ¿De cuál miembro de cada uno de los siguientes pares de sustancias se esperaría que tuviera el punto de ebullición más alto? *a) O₂ y Cl₂, b) SO₂ y CO₂, c) HF y HI.*

a) Cl₂: tiene más electrones que el O₂ (ambos son no polares) y por lo tanto tiene fuerzas de dispersión más fuertes.

b) SO₂: es polar (más importante) y también tiene más electrones que el CO₂ (no polar). Más electrones implican fuerzas de dispersión más fuertes.

c) HF: aunque el HI tiene más electrones y por lo tanto debería ejercer fuerzas de dispersión más fuertes, el HF es capaz de crear enlaces de hidrógeno y el HI no. El enlace de hidrógeno es la fuerza de atracción más fuerte



PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS:



11.21 ¿Por qué los líquidos, a diferencia de los gases, son prácticamente incompresibles?

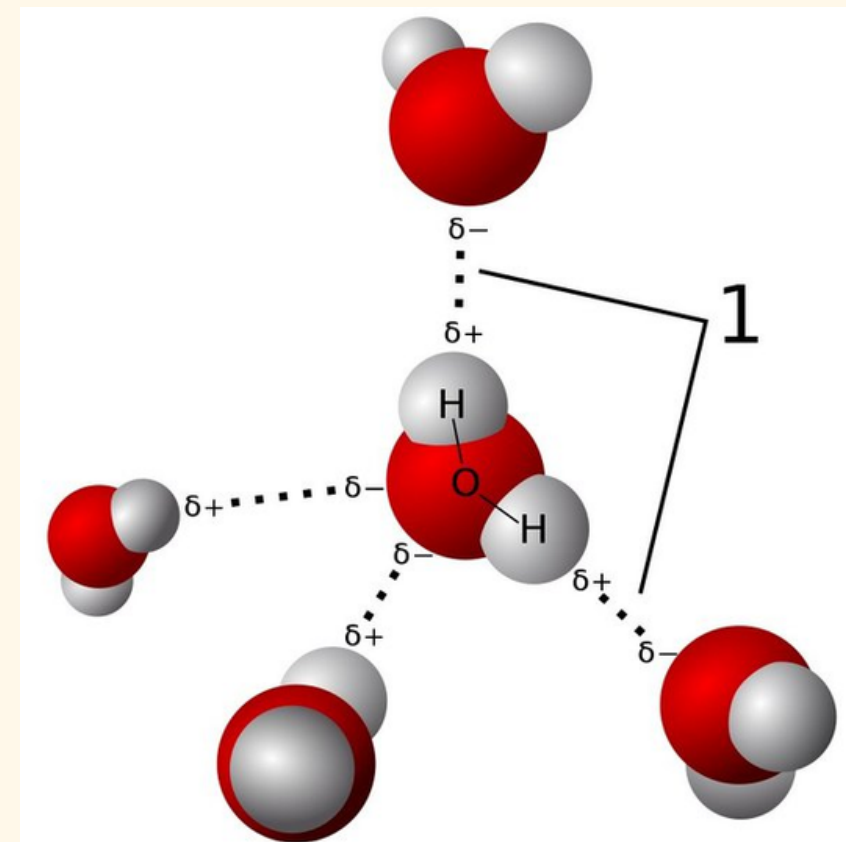
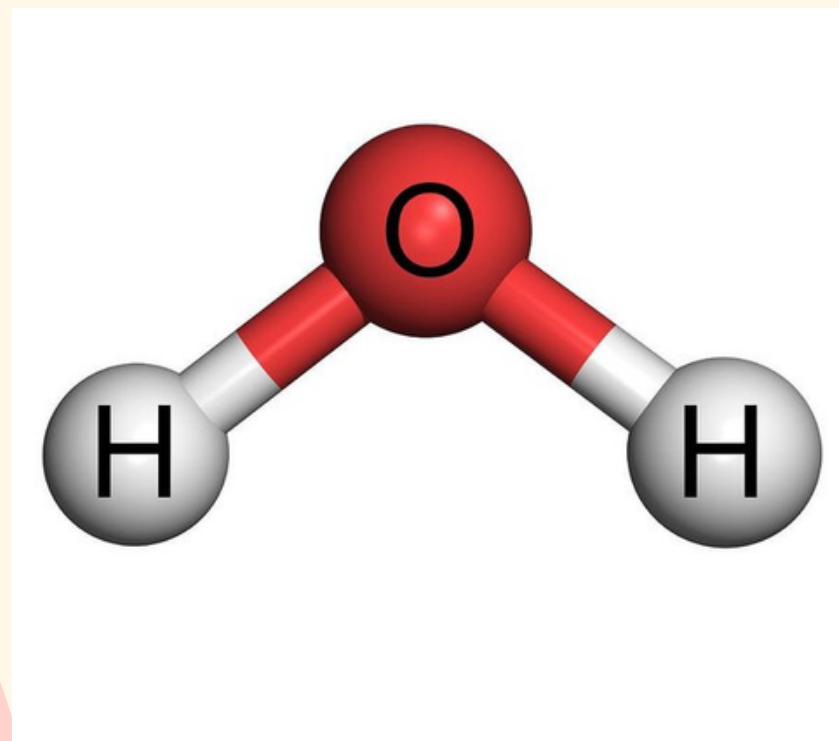
Existen muchas diferencias entre los líquidos y los gases, pero la diferencia más importante de estos es que los gases no tienen enlaces intermoleculares, mientras que los líquidos sí los tienen, debido a esto se hacen incompresibles los líquidos, ya que dentro de ellos existen fuerzas extremas entre sus moléculas, atrayéndose, no se ve afectado en gran cantidad por la presión, o cambios de volumen por su temperatura, es un estado intermedio entre el sólido y gaseoso.

11.27 ¿Qué es la viscosidad? ¿Cuál es la relación entre las fuerzas intermoleculares y la viscosidad?

La viscosidad es una medida de la resistencia de los líquidos a fluir. Este fenómeno se ve afectado por las fuerzas intermoleculares especialmente por la forma de las moléculas de un líquido. Los líquidos cuyas moléculas son polares o pueden formar enlaces de hidrógeno suelen ser más viscosos que sustancias no polares similares.

11.29 ¿Por qué el hielo es menos denso que el agua?

El hielo es menos denso que el agua por el fenómeno de enlace de hidrógeno. La molécula de agua tiene un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno. Sin embargo, el hidrógeno de una Atinde, por electrostática, a atraerse con el oxígeno de otra molécula. A medida que la temperature del agua baja y las moléculas tienen menos energía cinética, estas se van alineando por enlace de hidrógeno en estructuras exagonales que ocupan mayor espacio que las moléculas libres de agua líquida.



11.22 ¿Qué es la tensión superficial? ¿Qué relación existe entre esta propiedad y las fuerzas intermoleculares? ¿Cómo cambia la tensión superficial con la temperatura?

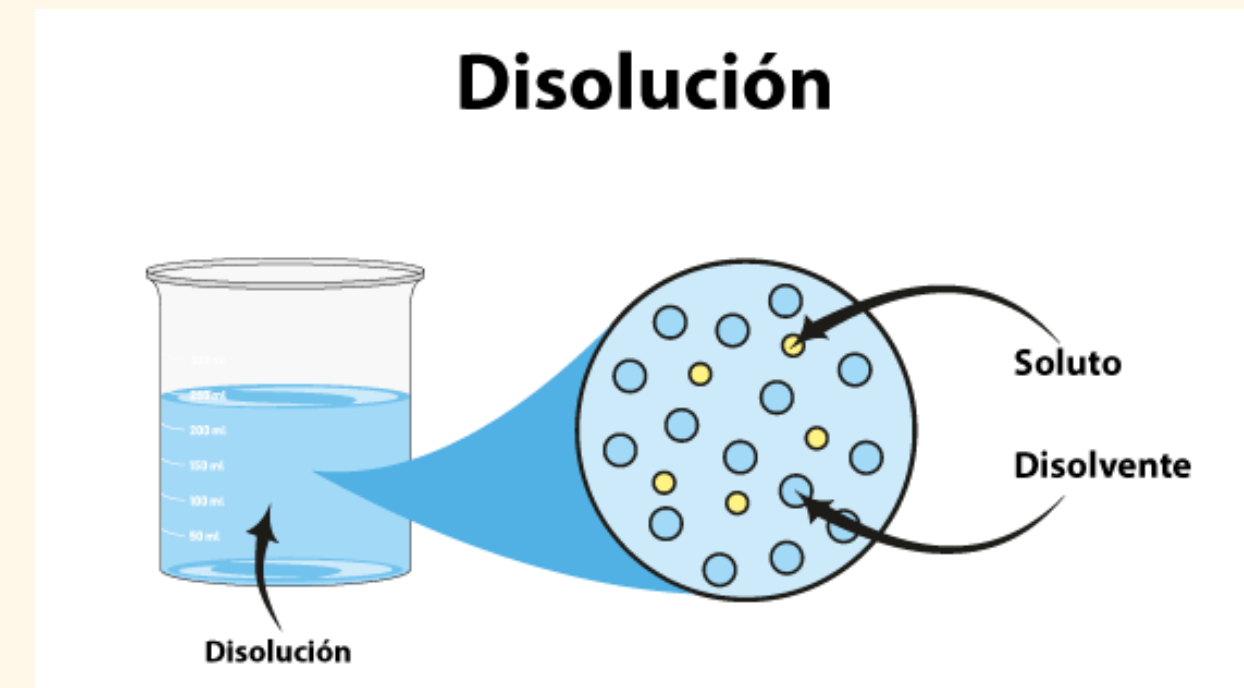
La tensión superficial es la resistencia que opone un líquido a la penetración de su superficie. La tensión superficial se debe a que las fuerzas que afectan a cada molécula son diferentes en el interior del líquido y en la superficie. Así, en el seno de un líquido cada molécula está sometida a fuerzas de atracción que en promedio se anulan. Sin embargo, en la superficie hay una fuerza neta hacia el interior del líquido. La tensión superficial se mide en N/cm. Cuanto mayor es la fuerza de atracción entre las moléculas del líquido mayor será la tensión superficial. cuando aumenta la temperatura, aumenta la agitación térmica, disminuyendo las fuerzas de los enlaces de hidrógeno y la tensión superficial del agua.



SOLUCIONES

Describa brevemente el proceso de disolución a nivel molecular. Utilice como ejemplo la disolución de un sólido en un líquido.

El proceso de disolución se lleva a cabo en tres etapas diferentes. La etapa 1 es la separación de las moléculas de disolvente y la etapa 2 implica la separación de las moléculas del soluto. Estas etapas requieren energía para romper las fuerzas de atracción intermoleculares; como consecuencia, son endotérmicas. En la etapa 3 las moléculas del disolvente y del soluto se mezclan. Este proceso puede ser exotérmico o endotérmico.



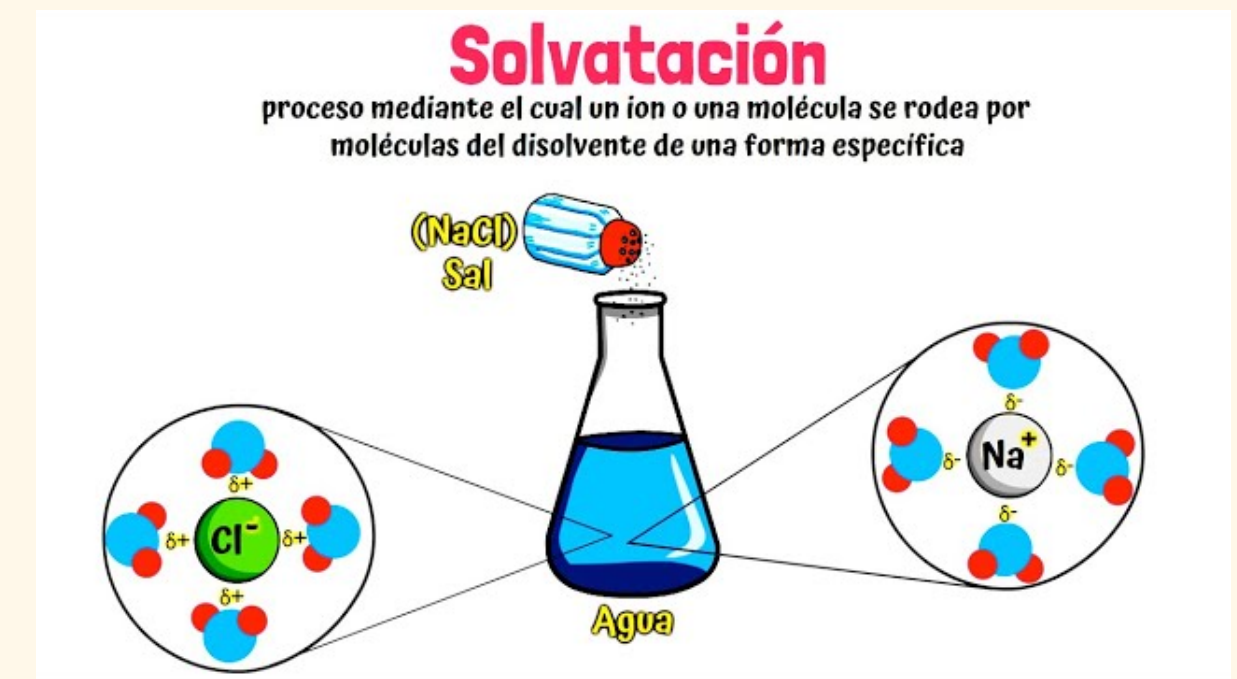
12.5 ¿Qué es la solvatación? ¿Cuáles son los factores que influyen en el grado de solvatación? Proporcione dos ejemplos de solvatación; incluya uno relacionado con la interacción ion-dipolo, y otro en el que intervengan fuerzas de dispersión.

La solvatación es el proceso de interacción entre un disolvente polar y un soluto iónico o polar. Las moléculas del disolvente rodean electrostáticamente a los iones enfrentados con cargas opuestas.

Cuando el disolvente es el agua, el proceso de solvatación recibe el nombre de hidratación. El grado de solvatación depende del tamaño de ion ya que proporcionalmente será el número de fuerzas que lo rodean y en la dispersión las fuerzas de London (intermoleculares).

Ej:

- 1) molécula de agua, sodio disuelto en agua,*
- 2) alcanos, hexano*



12.9 ¿Por qué el naftaleno ($C_{10}H_8$) es más soluble en benceno que el CsF?

CsF es un sólido iónico; las atracciones ion-ion son muy Fuertes como para ser superadas en el proceso de disolución en benceno. La interacción ion-dipolo inducido es muy débil como para estabilizar el ion. Las moléculas no polares de naftaleno forman un sólido molecular blando, con fuerzas de interacción molécula-molécula débiles; las mismas fuerzas operan en el benceno (líquido), causando que el naftaleno se disuelva con facilidad. ("Lo semejante disuelve lo semejante")

12.11 Acomode los siguientes compuestos en orden creciente de solubilidad en agua: O_2 , LiCl, Br_2 , metanol (CH_3OH).

El orden creciente de solubilidad es O_2 , Br_2 , LiCl y CH_3OH .

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

12.22 El ácido sulfúrico concentrado que se utiliza en el laboratorio es H_2SO_4 al 98.0% en masa. Calcule la molalidad y la molaridad de la disolución ácida. La densidad de la disolución es de 1.83 g/mL.

98.0% masa

$$98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 * 1 \frac{\text{mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{98.01 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0.999 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$d = 1.83 \text{ g/mL}$

$$2 \text{ g} * 1 \text{ kg} / 1000 \text{ g} = 0.002 \text{ Kg } \text{H}_2\text{O}$$

$(100 \text{ g} - 98 \text{ g}) = 2 \text{ g}$

$$m = \frac{\text{numeros de moles de soluto (mol)}}{\text{masa del disolvente (kg)}} = \frac{0.99 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{0.002 \text{ Kg } \text{H}_2\text{O}} = 500 \text{ m}$$

Molaridad:

$V = m/d$

$$V = 100 \text{ g} * \frac{1 \text{ mL}}{1.83 \text{ g}} * \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.0546 \text{ L}$$

$$M = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{litros de disolucion (L)}}$$

$$M = \frac{0.999 \text{ mol}}{0.0546 \text{ L}} = 18.3 \text{ M}$$

12.15 Calcule el porcentaje en masa de soluto en cada una de las siguientes disoluciones acuosas: *a)* 5.50 g de NaBr en 78.2 g de disolución, *b)* 31.0 g de KCl en 152 g de agua, *c)* 4.5 g de tolueno en 29 g de benceno.

EN A)

DATOS

5.50g de NaBr = soluto

78.2g = disolucion =solucion

$m\% = \text{masa soluto} / \text{masa solución} * 100$

$m\% = (5.50\text{g}/78.2\text{g}) * 100$

$m\% = 7.03\%$

EN B)

DATOS

31g de KCl = soluto

152g agua = disolucion =solucion

$m\% = \text{masa soluto} / \text{masa solución} * 100$

$m\% = (31\text{g}/152\text{g}) * 100$

$m\% = 20.4\%$

EN c)

DATOS

4.5g de tolueno = soluto

29g de benceno = solvente

$m \text{ solución} = 29 + 4.5 = 33.5\text{g}$

$m\% = \text{masa soluto} / \text{masa solución} * 100$

$m\% = (4.5\text{g}/33.5\text{g}) * 100$

$m\% = 13.4\%$

12.18 Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones acuosas: *a)* disolución de NaCl 2.50 *M* (densidad de la disolución = 1.08 g/mL), *b)* disolución de KBr al 48.2% en masa.

Datos
2.5M

$$1L \cdot \frac{1000ml}{1L} \cdot \frac{1.08g}{1ml} = 1080gNaCl$$

$$d=1.08g/mol \quad \text{masa de agua} = 1080 \cdot 2.5 \text{ molNaCl} \cdot \frac{58.44gNaCl}{1 \text{ molNaCl}} = 934g \rightarrow 0.934 \text{ kg}$$

$$m = \frac{\text{numero de moles de soluto (mol)}}{\text{masa del disolvente kg}} = \frac{2.5 \text{ molNaCl}}{0.934 \text{ kg H}_2\text{O}} = 2.68 \text{ m}$$

b) disolución de KBr al 48.2% en masa

Datos:
48.2% masa
51.8 g H₂O

$$48.2 \text{ g KBr} * \frac{1 \text{ mol KBr}}{119 \text{ g KBr}} = 0.41 \text{ mol KBr}$$

$$51.8 \text{ g H}_2\text{O} * \frac{1 \text{ kg H}_2\text{O}}{1000 \text{ g H}_2\text{O}} = 0.0518 \text{ kg H}_2\text{O}$$

$$m = \frac{\text{numeros de moles de soluto (mol)}}{\text{masa del disolvente (kg)}} = \frac{0.41 \text{ mol KBr}}{0.0518 \text{ Kg H}_2\text{O}} = 7.91 \text{ m}$$

12.17 Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones: *a)* 14.3 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 676 g de agua, *b)* 7.20 moles de etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 3 546 g de agua.

en a)

M= molalidad

Datos

- 14.3g de sacarosa = soluto
- 676g de agua = solvente
- $M = \text{moles de sto} / \text{KG de solvente}$

$$\# \text{ moles} = m / M_f$$

#moles de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

$$M_f = 12 \cdot 12 + 16 \cdot 11 + 1 \cdot 22 = 342$$

$$\# \text{ moles de sacarosa} = 14.3 / 342 = 0.04$$

$$M = 0.04 / 0.676 = 0.59$$

en b)

M= molalidad

Datos

7.2 moles de ($C_2H_6O_2$) = soluto

3546g de agua = solvente

$M = \text{moles de sto} / \text{KG de solvente}$

$$M = 7.2 / 3.546 = 2.03$$

12.21 El contenido de alcohol de un licor se expresa en términos de la “prueba”, que se define como el doble del porcentaje en volumen de etanol (C_2H_5OH) presente. Calcule el número de gramos de alcohol presente en 1.00 L de ginebra “prueba 75”. La densidad del etanol es de 0.798 g/mL.

$$V = 1\text{ L} = 1000\text{ mL}$$

$$\rho = 0.798\text{ g/mL}$$

$$\rho = \text{masa} / v$$

$$0.798\text{ g/mL} = \text{masa} / 1000\text{ mL}$$

$$m = 798\text{ g}$$

12.23 Calcule la molaridad y la molalidad de una disolución de NH_3 preparada con 30.0 g de NH_3 en 70.0 g de agua. La densidad de la disolución es de 0.982 g/mL.

Datos	$70.0 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ ml}}{0.982 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} = 0.071 \text{ L H}_2\text{O}$
30,0 g NH_3	
70,0 g H_2O	
$d=0.982 \text{ g/ml}$	$30.0 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17.03 \text{ g NH}_3} = 1.76 \text{ mol NH}_3$
	$M = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{litros de disolucion (L)}} \quad M = \frac{1.76 \text{ mol NH}_3}{0.071 \text{ L}} = 24.8 \text{ M}$

$$0.0 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 0.07 \text{ kg H}_2\text{O}$$

$$m = \frac{\text{numeros de moles de soluto (mol)}}{\text{masa del disolvente (kg)}} = \frac{1.76 \text{ mol NH}_3}{0.07 \text{ Kg H}_2\text{O}} = 25.14 \text{ m}$$



EFEECTO DE LA TEMPERATURA EN LA SOLUBILIDAD



12.28 La solubilidad del KNO_3 es de 155 g por 100 g de agua a 75°C , y de 38.0 g a 25°C . ¿Cuál es la masa (en gramos) de KNO_3 que cristalizará al enfriar exactamente 100 g de esta disolución saturada de 75°C a 25°C ?

porcentajes de agua en cada temperatura, tenemos:

1- Temperatura 75°C

255 g \longrightarrow 100%

155 g \longrightarrow $X = 60.78\% \text{ KNO}_3 \therefore 39.22\% \text{ H}_2\text{O}$

2- Temperatura 25°C

138 g \longrightarrow 100%

38 \longrightarrow $X = 27.53\% \text{ KNO}_3 \therefore 72.46\% \text{ H}_2\text{O}$

De acuerdo a los *datos* nos indica que para 100 g de solución saturada a 75° contienen 60,78 g de KNO_3 y 39,22 g de agua, veamos cuanto solubiliza en el segundo estado.

72.44% \longrightarrow 39.22 g

27.54% \longrightarrow $X = 14.91 \text{ g}$

Por tanto se cristalizará:

$$C = 60.78 - 14.91 = 45.87 \text{ g KNO}_3$$

Entonces se cristaliza una cantidad de 45.87 g KNO_3 .

Gracias