

## **ACTIVIDAD: LÍQUIDOS Y SOLUCIONES**

**NOMBRE:** Yeison J. Cuba Montes

**CÓDIGO:** 2319037

**CURSO:** Química general

### **FUERZAS INTERMOLECULARES:**

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

a) Interacción dipolo-dipolo: La molécula de cloruro de hidrógeno (HCl) exhibe este tipo de fuerza debido a la diferencia de electronegatividad entre el hidrógeno y el cloro.

b) Interacción dipolo-dipolo inducido: Un ejemplo es la interacción entre dos moléculas de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) en la que una molécula induce un dipolo en la otra.

c) Interacción ion-dipolo: Cuando el ion sodio (Na<sup>+</sup>) interactúa con una molécula de agua (H<sub>2</sub>O), se produce una interacción ion-dipolo.

d) Fuerzas de dispersión: Las fuerzas de dispersión se observan en moléculas no polares como el nitrógeno (N<sub>2</sub>), donde los electrones se distribuyen de manera uniforme.

e) Fuerzas de van der Waals: Estas fuerzas engloban todas las fuerzas intermoleculares y pueden verse en el ejemplo de una molécula de propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>).

**11.2 Explique el término "polarizabilidad". ¿Qué clase de moléculas tienden a ser muy polarizables? ¿Qué relación existe entre la polarizabilidad y las fuerzas intermoleculares?**

La polarizabilidad de una molécula se refiere a su capacidad de modificar su distribución electrónica cuando está expuesta a un campo eléctrico externo. Las moléculas que tienen electrones en las capas más externas y enlaces más débiles tienden a ser más polarizables. Esta propiedad está relacionada con las fuerzas intermoleculares, ya que las moléculas altamente polarizables pueden experimentar fuerzas de dispersión más fuertes. En otras palabras, la polarizabilidad afecta la intensidad de las interacciones de fuerzas de dispersión entre moléculas.

**11.3 Explique la diferencia entre un momento dipolar temporal y un momento**

**dipolar permanente.**

Un momento dipolar temporal es un dipolo que se forma de manera momentánea en una molécula debido a una distribución asimétrica temporal de cargas electrónicas. Sin embargo, un momento dipolar permanente es un dipolo que existe de manera constante en una molécula debido a una diferencia de electronegatividad entre los átomos que la componen. En este caso, la molécula tiene una separación de cargas positivas y negativas de forma continua, lo que resulta en un momento dipolar que no desaparece con el tiempo.

#### **11.4 Mencione alguna evidencia de que todos los átomos y moléculas ejercen entre sí fuerzas de atracción.**

La presencia de fuerzas de atracción entre átomos y moléculas se evidencia en fenómenos como la existencia de estados condensados, como los sólidos y líquidos. También se observa en la formación de tensiones superficiales en los líquidos y en la creación de estructuras cristalinas en los sólidos. Estos fenómenos son el resultado directo de las fuerzas intermoleculares en acción.

#### **11.5 ¿Qué propiedades físicas se deberían considerar al comparar la intensidad de las fuerzas intermoleculares en los sólidos y los líquidos?**

Al comparar las fuerzas intermoleculares en sólidos y líquidos, es importante considerar propiedades como el punto de fusión, el punto de ebullición y la densidad. Los sólidos generalmente tienen puntos de fusión y ebullición más altos debido a la presencia de fuerzas intermoleculares más fuertes. Además, la densidad de los sólidos tiende a ser mayor que la de los líquidos debido a la cercanía de las partículas en estado sólido. Estas diferencias están directamente relacionadas con la intensidad de las fuerzas intermoleculares presentes.

### **PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS:**

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

Las fuerzas intermoleculares en sólidos y líquidos, es relevante tener en cuenta propiedades como el punto de fusión, el punto de ebullición y la densidad. Los sólidos generalmente presentan puntos de fusión y ebullición más elevados debido a la existencia de fuerzas intermoleculares más fuertes. Además, la densidad de los sólidos tiende a ser mayor que la de los líquidos debido a la proximidad de las partículas en estado sólido. Estas diferencias se derivan directamente de la intensidad de las fuerza

#### **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 una propiedad de la superficie de un líquido que se comporta como una especie de membrana elástica. Esta propiedad está estrechamente relacionada con las fuerzas intermoleculares. Las moléculas en la superficie del líquido experimentan fuerzas de atracción hacia el interior, lo que da lugar a una capa superficial que minimiza el área de la superficie. La tensión superficial tiende a disminuir a medida que aumenta la temperatura,

ya que a temperaturas más altas, las moléculas tienen más energía cinética y menos cohesión en la superficie del líquido.

**11.23 A pesar de que el acero inoxidable es mucho más denso que el agua, una navaja de afeitar de acero inoxidable puede flotar en el agua. ¿Por qué?**

A pesar de que el acero inoxidable es más denso que el agua, una navaja de afeitar hecha de este material puede flotar debido a su forma y al principio de Arquímedes. La forma de la navaja de afeitar está diseñada de tal manera que el volumen de agua desplazado por ella es mayor que su propio volumen, lo que genera una fuerza de flotación que supera su peso.

**11.24 Utilice el agua y el mercurio como ejemplos para explicar la adhesión y la cohesión**

La adhesión se refiere a la atracción entre moléculas de diferentes sustancias. Un ejemplo de adhesión ocurre cuando el agua se adhiere a la superficie de un vaso.

Por otro lado, la cohesión se refiere a la atracción entre moléculas de la misma sustancia. En el caso del mercurio, la cohesión es alta, lo que le permite formar gotas esféricas en lugar de extenderse en superficies, debido a las fuerzas intermoleculares entre las moléculas de mercurio.

**SOLUCIONES:**

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

El proceso de disolución a nivel molecular implica la dispersión y mezcla de partículas del sólido con partículas del líquido. Para que ocurra la disolución, las fuerzas intermoleculares en el líquido deben superar las fuerzas intermoleculares en el sólido. Por ejemplo, cuando se disuelve sal ( $\text{NaCl}$ ) en agua, las moléculas de agua rodean y separan los iones de sodio ( $\text{Na}^+$ ) y cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) de la estructura cristalina del sólido.

**12.4 A partir de las fuerzas intermoleculares, explique el significado de "lo semejante disuelve lo semejante".**

El principio "lo semejante disuelve lo semejante" indica que sustancias con fuerzas intermoleculares similares tienen una mayor tendencia a disolverse entre sí. Por ejemplo, las sustancias polares tienden a disolverse en soluciones polares, mientras que las sustancias no polares tienden a disolverse en soluciones no polares. Esto se debe a la afinidad entre las fuerzas intermoleculares presentes en las sustancias, lo que facilita su mezcla y dispersión en el solvente adecuado.

**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 en el cual las moléculas del solvente rodean y estabilizan las partículas del soluto. Varios factores influyen en el grado de solvatación, como la naturaleza de las fuerzas intermoleculares entre el soluto y el solvente, la temperatura y la presión.

Algunos ejemplos de solvatación son:

- **Interacción ion-dipolo:** Cuando un ion, como el cloruro ( $\text{Cl}^-$ ), se disuelve en agua, las moléculas de agua se orientan alrededor del ion debido a la atracción entre las cargas.
- **Fuerzas de dispersión:** En la solvatación de gasolina en un recipiente de plástico, las moléculas no polares de la gasolina interactúan con las moléculas no polares del plástico debido a fuerzas de dispersión.

**12.6 Según se sabe, algunos procesos de disolución son endotérmicos y otros son exotérmicos. Proponga una interpretación molecular de esta diferencia.**

La diferencia entre los procesos de disolución endotérmica y exotérmica se relaciona con la energía implicada en el proceso. En una disolución endotérmica, se requiere energía para romper las fuerzas intermoleculares en el soluto y el solvente, lo que resulta en un aumento de la energía del sistema. En una disolución exotérmica, la formación de nuevas fuerzas intermoleculares entre el soluto y el solvente libera energía, lo que provoca una disminución en la energía del sistema. Esta diferencia se debe a las características y cambios en las fuerzas intermoleculares entre el soluto y el solvente durante el proceso de disolución.

## UNIDADES DE CONCENTRACIÓN:

**12.13 Defina los siguientes términos de concentración y especifique sus unidades: "porcentaje en masa", "fracción molar", "molaridad" y "molalidad". Compare sus ventajas y sus desventajas.**

<b>Porcentaje en masa (% en masa):</b>	Se calcula dividiendo la masa del soluto en una solución entre la masa total de la solución, y luego se multiplica por 100%. Se expresa en unidades de gramos de soluto por gramos de solución o simplemente %. Ventaja: Es fácil de calcular. Desventaja: No considera el volumen de la solución.
<b>Fracción molar</b>	Es la relación entre la cantidad de moles de un componente específico y el número total de moles en la solución. No tiene unidades específicas. Ventaja: Permite comparar la cantidad de moles de diferentes componentes en la solución. Desventaja: Requiere conocer la cantidad de moles.
<b>Molaridad (M)</b>	Se define como la cantidad de moles de soluto por litro de solución. Se expresa en unidades de moles por litro (mol/L). Ventaja: Relaciona la cantidad de soluto con el volumen de la solución. Desventaja: La densidad puede afectar las mediciones.
<b>Molalidad (m)</b>	Es la cantidad de moles de soluto por kilogramo de disolvente. Se expresa en unidades de moles por kilogramo (mol/kg). Ventaja: No depende de la densidad de la solución. Desventaja: Es menos común en comparación con la molaridad.

**12.14 Describa brevemente los pasos que se requieren para la conversión entre molaridad, molalidad y porcentaje en masa.**

- Para convertir entre molaridad (M), molalidad (m) y porcentaje en masa (% en masa), puedes seguir los siguientes pasos:
- De M a m: Si conoces la densidad de la solución, puedes utilizar la relación entre m y M:  $m = M / (1 - (\text{densidad del solvente} * M))$ .
- De m a M: Utiliza la fórmula  $M = (m * \text{densidad del solvente}) / (1 - (m * \text{densidad del solvente}))$ .
- De % en masa a M: Primero, calcula la cantidad de soluto en gramos. Luego, divide esta cantidad por la masa molar del soluto y a su vez divídelo por el volumen de la solución en litros.

**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,

Handwritten calculations for mass percentage problems:

- a)  $(5.50 \text{ g} / 78.2 \text{ g}) \times 100\% = 7.03\%$
- b)  $(31.0 \text{ g} / 152 \text{ g}) \times 100\% = 20.39\%$
- c)  $(4.5 \text{ g} / 29 \text{ g}) \times 100\% = 15.52\%$

**12.16 Calcule la cantidad de agua (en gramos) que se debe agregar a:**

a) 5.00 g de urea ( $\text{NH}_2\text{CO}$ ) para preparar una disolución al 16.2% en masa y

b) 26.2 g de  $\text{MgCl}_2$  para preparar una disolución al 1.5% en masa.



2)

- Masa: 5.00g

- Masa disolución

$$5.00g \cdot (16.2/100) = \underline{30.86g}$$

\* Cantidad de agua

$$30.86g - 5.00g = \underline{25.86g}$$

b) Masa de H<sub>2</sub>O = 26.2 g

$$\text{Masa total} = 26.2 \text{ g} / (1.5/100) = 1746.67 \text{ g}$$

• Cantidad de H<sub>2</sub>O

$$1746.67 \text{ g} - 26.2 \text{ g} = 1720.47 \text{ g}$$

12.17 Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones:

a) 14.3 g de sacarosa (CHO) en 676 g de agua,

b) 7.20 moles de etilenglicol (C,H,O,) en 3 546 g de agua

a) Masa = 14.3 g

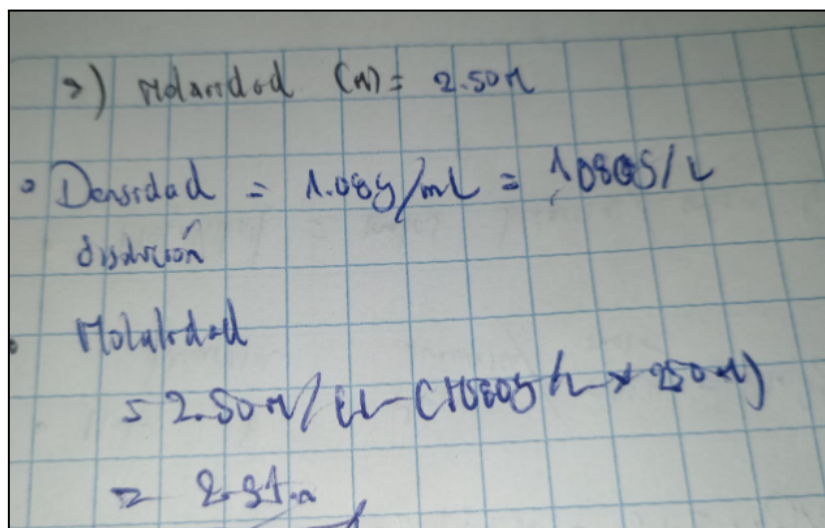
- Masa molar (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) = 342.3 g/mol
- Moles de Sacarosa:  $\frac{\text{Masa Sacarosa}}{\text{masa molar}} = 14.3 \text{ g} / 342.3 \text{ g/mol} = 0.0417 \text{ mol}$
- Molalidad =  $\frac{\text{moles Sacarosa}}{\text{masa H}_2\text{O}} = 0.0417 \text{ mol} / 676 \text{ g} / 1000 \text{ g/kg} = 0.00616 \text{ m}$

b) molalidad de la disolución

- moles = 7.20 mol
- Molalidad =  $\frac{\text{Moles de etilenglicol}}{\text{masa H}_2\text{O}} = \frac{7.20 \text{ mol}}{(3546 / 1000 \text{ g/kg})} = 2.03 \text{ m}$

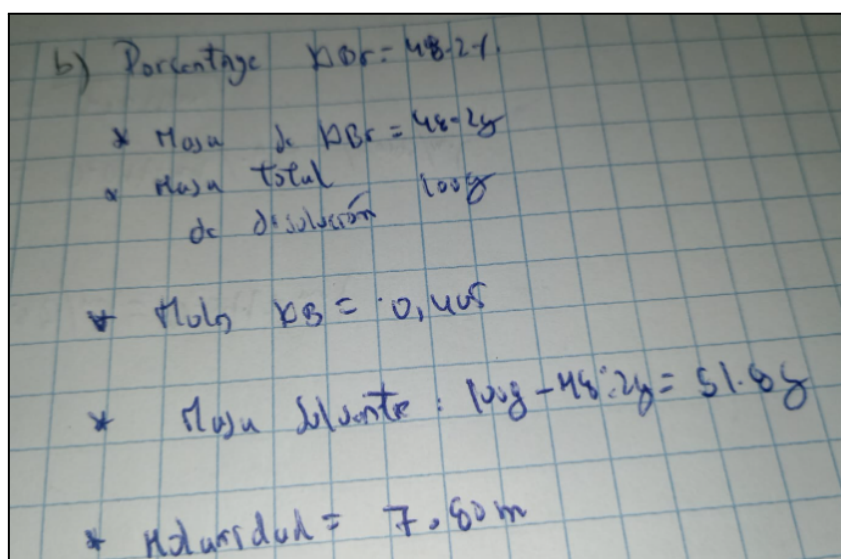
12.18 Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones acuosas:

- a) disolución de NaCl 2.50 M (densidad de la disolución 1.08 g/mL),  
b) Disolución de KBr al 48.2% en masa.



Handwritten calculation for NaCl solution molality:

$$\begin{aligned} & \text{a) Molalidad (m)} = 2.50 \text{ M} \\ & \text{Densidad} = 1.08 \text{ g/mL} = 1080 \text{ g/L} \\ & \text{Molalidad} \\ & = \frac{2.50 \text{ mol/L}}{1080 \text{ g/L} \times 0.50 \text{ mol}} \\ & = 2.31 \text{ m} \end{aligned}$$

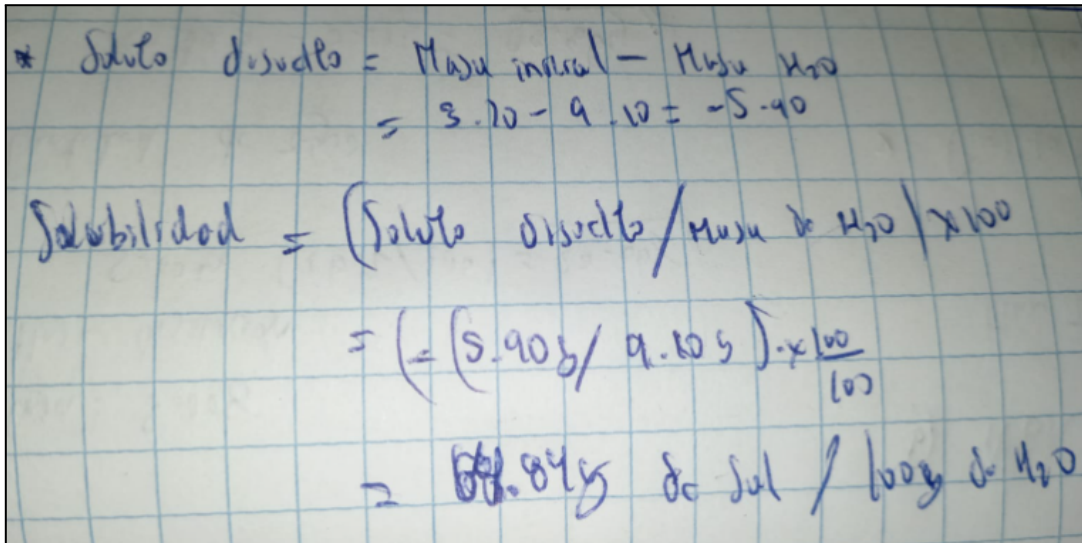


Handwritten calculation for KBr solution molality:

$$\begin{aligned} & \text{b) Porcentaje KBr} = 48.2\% \\ & * \text{Masa de KBr} = 48.2 \text{ g} \\ & * \text{Masa total de disolución} = 100 \text{ g} \\ & * \text{Mols KBr} = 0.405 \\ & * \text{Masa solvente} : 100 \text{ g} - 48.2 \text{ g} = 51.8 \text{ g} \\ & * \text{Molalidad} = 7.80 \text{ m} \end{aligned}$$

### EFFECTO DE LA TEMPERATURA EN LA SOLUBILIDAD :

12.27 Una muestra de 3.20 g de una sal se disuelve en 9.10 g de agua para formar una disolución saturada a 25°C. ¿Cuál es la solubilidad (en g de sal/100 g de H<sub>2</sub>O) de la sal?



\* Solute dissolved = Mass initial - Mass H<sub>2</sub>O  
= 3.20 - 9.10 = -5.90

Solubilidad = (Solute dissolved / Mass de H<sub>2</sub>O) × 100  
= (-5.90g / 9.10g) ×  $\frac{100}{100}$   
= ~~64.84~~ 64.84g de sal / 100g de H<sub>2</sub>O