

Nombre: Sonny Andersson Muñoz Romero

Código 23190330

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: Se observa en el cloruro de hidrógeno (HCl) debido a la atracción entre su polo positivo (hidrógeno) y su polo negativo (cloro).

b) Interacción dipolo-dipolo inducido: El dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) no es polar, pero puede adquirir un dipolo temporal cerca de una molécula polar debido a su campo eléctrico.

c) Interacción ion-dipolo: El cloruro de sodio (NaCl) en agua forma una "esfera de hidratación" alrededor de sus iones cargados (Cl<sup>-</sup> y Na<sup>+</sup>) mediante interacciones con las moléculas de agua.

d) Fuerzas de dispersión: Presentes en moléculas no polares como el hidrógeno (H<sub>2</sub>), donde las nubes electrónicas pueden temporalmente desequilibrarse, creando una atracción débil entre moléculas.

e) Fuerzas de van der Waals: Presentes en el dióxido de azufre (SO<sub>2</sub>), incluyen fuerzas de dispersión y dipolo-dipolo debido a la polaridad de la molécula y la posibilidad de polarización temporal de las nubes electrónicas.

**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 se refiere a la capacidad de una molécula para formar un dipolo inducido en respuesta a un campo eléctrico externo. Las moléculas con nubes electrónicas grandes y deformables, como aquellas con enlaces débiles o electrones deslocalizados, tienden a ser altamente polarizables. La polarizabilidad está directamente relacionada con las fuerzas intermoleculares, ya que las moléculas altamente polarizables pueden inducir dipolos en moléculas vecinas, lo que conduce a una atracción más fuerte entre ellas. Esto afecta el comportamiento físico y químico de estas moléculas, como su punto de ebullición, fusión y solubilidad.

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

La diferencia entre un momento dipolar temporal y uno permanente radica en su estabilidad y duración. Un momento dipolar temporal se produce en moléculas no polares cuando sus nubes electrónicas se distorsionan momentáneamente en presencia de un campo eléctrico externo, creando un dipolo eléctrico que desaparece cuando se elimina el campo. Por otro lado, un momento dipolar permanente se encuentra en moléculas permanentemente polarizadas debido a una diferencia de electronegatividad entre sus átomos constituyentes, lo que resulta en una distribución de carga permanente y un dipolo eléctrico estable, como se observa en el cloruro de hidrógeno (HCl).

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

La evidencia de que todos los átomos y moléculas ejercen fuerzas de atracción entre sí incluye la existencia de estados condensados (sólidos y líquidos), la observación de tensiones superficiales en líquidos y la formación de estructuras cristalinas en sólidos, todo lo cual se debe a las fuerzas intermoleculares.

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

Al comparar la intensidad de las fuerzas intermoleculares en sólidos y líquidos, se deben considerar propiedades como el punto de fusión, el punto de ebullición y la densidad. Los sólidos suelen tener puntos de fusión y ebullición más altos debido a fuerzas intermoleculares más fuertes. Además, la densidad de los sólidos suele ser mayor que la de los líquidos debido a la proximidad de las partículas en un estado sólido, lo que también está relacionado con las fuerzas intermoleculares.

#### **Propiedades de los líquidos:**

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

Los líquidos son prácticamente incompresibles en comparación con los gases debido a la naturaleza cercana y ordenada de sus partículas. A diferencia de los gases, en los líquidos las partículas están más cercanas entre sí y experimentan fuerzas intermoleculares más fuertes, lo que dificulta su compresión. Aunque es posible comprimir ligeramente un líquido, requiere una cantidad significativa de energía debido a la resistencia de las fuerzas intermoleculares presentes.

##### **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 propiedad de la superficie de un líquido que tiende a comportarse como una membrana elástica. Esta propiedad está relacionada con las fuerzas intermoleculares. Las moléculas en la superficie del líquido experimentan fuerzas de atracción hacia el interior, lo que resulta en una "piel" superficial que minimiza el área de la superficie. La tensión superficial disminuye con el aumento de la temperatura, ya que, a temperaturas más altas, las moléculas tienen más energía cinética y menos cohesión en la superficie.

##### **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 de acero inoxidable puede flotar en el agua debido a su forma y al efecto de la tensión superficial del agua. La forma de la navaja y la distribución de peso permiten que una porción significativa del objeto quede por encima de la superficie del agua, lo que contrarresta su densidad. Además, la tensión superficial del agua actúa como una especie de "cojín" que soporta el peso de la navaja, permitiendo que flote.

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

Adhesión se refiere a la atracción entre las moléculas de diferentes sustancias. En el caso del agua, esto se ve cuando el agua se adhiere a una superficie, como en un vaso. Cohesión se refiere a la atracción entre las 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 que las partículas del sólido se dispersan y se mezclan con las partículas del líquido. Las fuerzas intermoleculares en el líquido deben superar las fuerzas intermoleculares en el sólido para que ocurra la disolución. Por ejemplo, en la disolución de sal (NaCl) en agua, las moléculas de agua rodean los iones de sodio (Na<sup>+</sup>) y cloruro (Cl<sup>-</sup>) y los separan de la red cristalina del sólido.

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

"Lo semejante disuelve lo semejante" se refiere al hecho de que sustancias con fuerzas intermoleculares similares tienden a disolverse entre sí con mayor facilidad. Por ejemplo, sustancias polares tienden a disolverse en soluciones polares, mientras que sustancias no polares tienden a disolverse en soluciones no polares debido a la afinidad entre las fuerzas intermoleculares.

#### **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 que moléculas del solvente rodean y estabilizan las partículas del soluto. Los factores que influyen en el grado de solvatación incluyen la naturaleza de las fuerzas intermoleculares entre el soluto y el solvente, la temperatura y la presión. Ejemplos de solvatación incluyen:

- **Interacción ion-dipolo:** Cuando un ion, como el cloruro (Cl<sup>-</sup>), 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.**

Los procesos de disolución endotérmicos implican la absorción neta de energía, mientras que los exotérmicos involucran la liberación neta de energía. Esto se debe a que en los procesos endotérmicos se requiere energía para romper las fuerzas intermoleculares en el soluto y el solvente, mientras que en los procesos exotérmicos se libera energía al formarse nuevas interacciones intermoleculares entre el soluto y el solvente.

### 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.

- **Porcentaje en masa:** (% en masa): Se define como la masa del soluto en una solución dividida por la masa total de la solución, multiplicada por 100%. Sus unidades son g de soluto/g de solución o simplemente %. Ventaja: Es fácil de calcular. Desventaja: No tiene en cuenta el volumen de la solución.

- **Fracción molar:** Es la relación de la cantidad de moles de un componente en particular al 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.

- **Molaridad (M):** Se define como la cantidad de moles de soluto por litro de solución. Sus unidades son mol/L. Ventaja: Relaciona la cantidad de soluto con el volumen de la solución. Desventaja: La densidad puede afectar las mediciones.

- **Molalidad (m):** Es la cantidad de moles de soluto por kilogramo de disolvente. Sus unidades son 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), se pueden seguir estos pasos:

- **De M a m:** Conociendo la densidad de la solución, puedes usar la relación entre m y M:  $m = \frac{M}{(1 - (\text{Densidad del solvente} * M))}$ .

- **De m a M:** Utiliza la fórmula  $M = \frac{(m * \text{Densidad del solvente})}{(1 - (m * \text{Densidad del solvente}))}$ .

- **De % en masa a M:** Primero, calcula la cantidad de soluto en g. Luego, divide esta cantidad por la masa molar del soluto y 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 on grid paper:

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  $\text{MgCl}$  para preparar una disolución al 1.5% en masa.

② \* Masa de Urea = 5.00 g

\* Masa de la disolución  $\text{Masa de urea} / (\text{porcentaje}) = \text{masa de urea} / 16.2\%$   
 $\hookrightarrow 5.00 \text{ g} / (16.2/100) = 30.86 \text{ g}$

\* Cantidad de agua a agregar =  $\text{Masa total de la disolución} - \text{Masa Urea}$   
 $\hookrightarrow 30.86 \text{ g} - 5.00 \text{ g} = 25.86 \text{ g}$

⑤ \* Masa de  $\text{MgCl}_2 = 26.2 \text{ g}$

\* Masa total de disolución =  $\text{Masa MgCl}_2 / \text{porcentaje}$   $\text{Masa}$   
 $\hookrightarrow 26.2 \text{ g} / (1.5/100) = 1746.67 \text{ g}$

\* cantidad de agua a agregar =  $\text{Masa total de la disolución} - \text{Masa de MgCl}_2$   
 $\hookrightarrow 1746.67 - 26.2 \text{ g} = 1720.47 \text{ g}$

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

a) 14.3 g de sacarosa ( $\text{CHO}$ ) en 676 g de agua,

b) 7.20 moles de etilenglicol ( $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ) en 3 546 g de agua

① \* Masa de sacarosa = 14.3 g

\* Masa molar sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) = 342 g/mol

\* Moles de sacarosa =  $\text{Masa de} / \text{Molar} = 14.3 \text{ g} / 342 \text{ g/mol} = 0.0417$

\* Molalidad =  $\text{Moles de sacarosa} / \text{Masa de agua en kg}$   
 $= 0.0417 \text{ moles} / (676 \text{ g} / 1000)$   
 $= 0.0618$



6)  $\text{Molalidad}$  la disolución de  $\text{NaCl}$   
 \*  $\text{Moles de etanol} = 7.20 \text{ moles}$   
 \*  $\text{Mol} = \frac{\text{Moles de etanol}}{\text{Moles de Metanol}} = \frac{7.20 \text{ moles}}{3.93}$

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.

a)  $\text{Molalidad (M)} = 2.50 \text{ M}$   
 Densidad de la solución =  $1.08 \text{ g/mL} = 1080 \text{ g/L}$  disolución  
 \*  $\text{Molalidad (M)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles de solvente}} = \frac{2.50 \text{ M}}{1 - (1080 \text{ g/L} \times 2.50 \text{ M})}$   
 $= 2.31 \text{ M}$   
 b) \*  $\text{Porcentaje en masa KBr} = 48.2\%$   
 \*  $\text{Masa de KBr} = 48.2 \text{ g}$   
 \*  $\text{Masa total} = 100 \text{ g}$   
 \*  $\text{Molalidad} = \frac{\text{Moles de KBr}}{\text{Masa solvente (kg)}}$   
 $\text{Moles KBr} = 48.2 \text{ g} / 119 \text{ g/mol} = 0.405$   
 \*  $\text{Masa solvente} = 100 \text{ g} - 48.2 \text{ g} = 51.8 \text{ g} = 0.0518 \text{ kg}$   
 \*  $\text{Molalidad} = 0.405 / 0.0518 = 7.80 \text{ M}$

Efecto 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?

\*  $\text{Soluto disuelto} = \text{Masa muestra} - \text{Masa de Agua} = 3.20 \text{ g} - 9.10 \text{ g} = 5.90 \text{ g}$   
 $\text{solubilidad} = \frac{\text{Soluto disuelto}}{\text{Masa de Agua}} \times \frac{100 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{5.90 \text{ g}}{9.10 \text{ g}} \times \frac{100 \text{ g}}{100 \text{ g}}$   
 $= 64.84 \text{ g} / 100 \text{ g}$   
 \*  $64.84 \text{ g de sal} / 100 \text{ g de H}_2\text{O}$