

BOLETARIO

Jazmín Sarai Dávila Pucuhuayla

Fuerzas intermoleculares

1. Proponga un ejemplo para cada tipo de fuerzas intermoleculares:

a) Interacción dipolo-dipolo:

Las moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl) interactúan a través de fuerzas dipolo-dipolo. Esto se debe a que el átomo de hidrógeno atrae más fuertemente los electrones, lo que genera un dipolo con una carga parcial positiva en el hidrógeno y una carga parcial negativa en el cloro. Estos dipolos interactúan entre sí y mantienen cohesionadas las moléculas de HCl.

b) Interacción dipolo-dipolo inducido:

Aunque el helio (He) es un gas monoatómico, puede experimentar interacciones dipolo-dipolo inducido debido a las fluctuaciones temporales en la distribución de sus electrones. Estas fluctuaciones crean dipolos temporales que generan atracciones entre las moléculas de helio, permitiendo su condensación a temperaturas muy bajas.

c) Interacción ión-dipolo:

Cuando disolvemos cloruro de sodio (NaCl) en agua, los iones Na^+ y Cl^- interactúan con las moléculas de agua mediante fuerzas ión-dipolo. El oxígeno en las moléculas de agua atrae a los iones positivos (Na^+) mientras que los hidrógenos atraen a los iones negativos (Cl^-), lo que mantiene los iones en solución.

d) Fuerzas de dispersión:

El argón (Ar), un gas noble, está sujeto a fuerzas de dispersión debido a las fluctuaciones temporales en la distribución electrónica. En el caso del argón, que es un átomo monoatómico, las fuerzas de dispersión son las únicas fuerzas intermoleculares presentes, y son responsables de su capacidad para existir en estado líquido o sólido a bajas temperaturas.

e) Fuerzas de van der Waals:

El agua (H_2O) exhibe fuerzas de van der Waals, que engloban tanto interacciones dipolo-dipolo como fuerzas de dispersión. La mayor electronegatividad del oxígeno en el agua crea un dipolo permanente, y las fluctuaciones en la densidad electrónica dan lugar a fuerzas de dispersión. Estas fuerzas de van der Waals mantienen cohesionadas las moléculas de agua en sus estados líquido y sólido.

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 habilidad de una molécula para ajustar su distribución electrónica cuando está expuesta a un campo eléctrico externo. En otras palabras, mide cuán fácilmente los electrones en una molécula pueden deformarse o moverse en respuesta a una influencia eléctrica externa. Las moléculas que son altamente polarizables suelen tener una gran cantidad de electrones y estructuras que permiten una distribución electrónica flexible. Esto incluye moléculas grandes y complejas, como hidrocarburos de cadena larga, así como moléculas con átomos pesados, como yodo o bismuto.

La polarizabilidad está directamente relacionada con las fuerzas intermoleculares, ya que influye en la intensidad y la naturaleza de estas fuerzas. En particular, las fuerzas de dispersión, también conocidas como fuerzas de London, dependen en gran medida de la polarizabilidad de las moléculas. Las moléculas altamente polarizables tienen una mayor probabilidad de experimentar fuerzas de dispersión más fuertes, ya que las fluctuaciones temporales en la densidad electrónica pueden generar dipolos temporales, lo que aumenta la interacción entre las moléculas cercanas. Esto, a su vez, puede influir en diversas propiedades físicas, como el punto de ebullición y la densidad de las sustancias en cuestión. En resumen, la polarizabilidad es un factor clave que influye en la intensidad de las fuerzas intermoleculares, especialmente las fuerzas de dispersión.

3. Explique la diferencia entre un momento dipolar temporal y un momento dipolar permanente

Un momento dipolar permanente se refiere a la existencia constante de una distribución asimétrica de cargas eléctricas en una molécula, lo que da lugar a la presencia constante de un dipolo eléctrico en dicha molécula. Esto ocurre debido a las diferencias en electronegatividad entre los átomos que componen la molécula, generando una carga parcial positiva en un extremo y una carga parcial negativa en el otro extremo de la molécula.

En contraste, un momento dipolar temporal se produce en moléculas que, en condiciones normales, no tienen un momento dipolar permanente. Estos momentos dipolares temporales surgen de manera momentánea debido a las fluctuaciones temporales en la distribución electrónica alrededor de los átomos en la molécula. Estos dipolos temporales son efímeros y cambian con rapidez debido a las fluctuaciones en la ubicación de los electrones en la nube electrónica de la molécula. Estos momentos dipolares temporales son la base de las fuerzas de dispersión entre moléculas, también conocidas como fuerzas de London, que son fuerzas intermoleculares débiles.

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

Una evidencia clara de que todos los átomos y moléculas ejercen fuerzas de atracción mutua es la observación de la formación de fases condensadas de la materia, como los estados

líquido y sólido. Estas fuerzas de atracción son esenciales para mantener unidos los átomos o moléculas en una sustancia y, en última instancia, para la formación de sólidos y líquidos.

Diversos fenómenos respaldan la existencia de estas fuerzas de atracción, incluyendo la transición de un gas a un líquido o sólido cuando se enfría, la tensión superficial en los líquidos, la capilaridad en tubos delgados, la formación de cristales en sólidos y la presencia de fuerzas intermoleculares específicas, como las fuerzas de dispersión y el enlace de hidrógeno. Todas estas observaciones confirman que las fuerzas de atracción entre átomos y moléculas son una característica fundamental en el comportamiento de la materia en diversas condiciones y estados físicos.

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

Los enlaces de hidrógeno son una forma especial de interacción intermolecular que se produce cuando el hidrógeno está unido a átomos altamente electronegativos, como oxígeno, nitrógeno o flúor. Estos elementos son los principales participantes en enlaces de hidrógeno debido a su fuerte capacidad para atraer electrones.

El hidrógeno es único en este tipo de interacción por varias razones:

Tamaño reducido: El hidrógeno es el átomo más pequeño y simple, compuesto por un solo protón y un solo electrón. Esto hace que el núcleo de hidrógeno esté muy expuesto y el electrón se vea fuertemente atraído hacia el átomo electronegativo al que está unido.

Elevada electronegatividad de los átomos asociados: Los átomos que participan en enlaces de hidrógeno, como oxígeno, nitrógeno y flúor, son muy electronegativos, lo que significa que tienen una gran afinidad por los electrones y crean una carga parcial negativa en su extremo y una carga parcial positiva en el hidrógeno.

Gran polaridad: Debido a la significativa diferencia de electronegatividad entre el hidrógeno y los átomos asociados, se genera una polaridad marcada en el enlace de hidrógeno, lo que conlleva a una atracción electrostática considerable entre el átomo electronegativo y el hidrógeno.

Resistencia del enlace: Los enlaces de hidrógeno son más fuertes que otras fuerzas intermoleculares, como las fuerzas de dispersión y las fuerzas dipolo-dipolo. Aunque son más débiles que los enlaces covalentes o iónicos, los enlaces de hidrógeno son cruciales en numerosos contextos químicos y biológicos, como en el agua, el ADN y las proteínas.

Propiedades de los líquidos

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

La relativa incompresibilidad de los líquidos en comparación con los gases se debe a varias razones. En primer lugar, las partículas en un líquido están mucho más cerca unas de otras en comparación con un gas, lo que significa que ocupan un espacio relativamente pequeño y ya están comprimidas en cierta medida. En segundo lugar, en los líquidos, las partículas experimentan fuerzas intermoleculares atractivas significativas, como las fuerzas de dispersión, las fuerzas dipolo-dipolo y los enlaces de hidrógeno, que mantienen las partículas juntas y resisten la compresión. Además, los líquidos tienen un volumen definido, lo que significa que no se pueden comprimir fácilmente, ya que su espacio ya está ocupado por las partículas cercanas. Además, las partículas en un líquido tienen una movilidad molecular más limitada en comparación con las partículas de un gas, lo que dificulta cualquier intento de alejarlas significativamente entre sí para permitir la compresión.

Por otro lado, los gases tienen partículas que están más separadas y experimentan fuerzas intermoleculares mucho más débiles en comparación con los líquidos. Esto hace que los gases sean altamente compresibles, ya que su volumen puede cambiar considerablemente con cambios en la presión debido a la mayor separación de partículas y a las fuerzas intermoleculares más débiles en juego.

2. ¿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 característica de los líquidos que se origina en las fuerzas de cohesión entre sus moléculas. Se refiere a la resistencia que la superficie de un líquido ofrece a ser penetrada o estirada. Las fuerzas de cohesión, como las fuerzas de dispersión, las fuerzas dipolo-dipolo y los enlaces de hidrógeno, mantienen unidas las moléculas en el interior del líquido. Sin embargo, en la superficie, las moléculas experimentan una fuerza de atracción neta hacia el interior del líquido, ya que no están rodeadas por moléculas en el aire. Esta diferencia en las fuerzas resulta en una tensión superficial.

La tensión superficial disminuye con el aumento de la temperatura debido a que las moléculas superficiales tienen mayor energía cinética y, por lo tanto, están menos restringidas por las fuerzas de atracción intermolecular en la superficie. A temperaturas más bajas, las moléculas superficiales están más "ancladas" debido a las fuerzas de atracción más intensas, lo que resulta en una tensión superficial más alta.

3. Utilice el agua y el mercurio como ejemplos para explicar la adhesión y la cohesión

La adhesión y la cohesión son conceptos clave para comprender cómo las moléculas interactúan en los líquidos, y se ilustran bien mediante ejemplos con agua y mercurio:

Adhesión: Este concepto se refiere a la atracción de una sustancia por la superficie de otro material. En el caso del agua, se adhiere fuertemente a superficies diferentes, como el vidrio, extendiéndose sobre ellas. Esta capacidad de adhesión es evidente en la capilaridad, donde el agua asciende por tubos delgados debido a su atracción por las superficies.

Cohesión: La cohesión se relaciona con la tendencia de las moléculas de la misma sustancia a atraerse entre sí y permanecer juntas. En el agua, esto se manifiesta en la formación de gotas, ya que las moléculas de agua se mantienen unidas debido a las fuerzas de enlace de hidrógeno entre ellas.

Mercurio: En contraste, el mercurio tiene una adhesión limitada; no se adhiere con facilidad a superficies. En lugar de extenderse sobre ellas, forma gotas compactas debido a su falta de atracción por la mayoría de los materiales. Sin embargo, el mercurio muestra una fuerte cohesión, lo que da como resultado la formación de gotas esféricas debido a las fuerzas de atracción entre sus propias moléculas.

4. Un vaso se puede llenar con agua justo por encima del borde. ¿Por qué el agua no se derrama?

El hecho de que puedas llenar un vaso con agua justo por encima del borde sin que se derrame se debe a la combinación de la tensión superficial del agua y las fuerzas de adhesión y cohesión de sus moléculas.

La tensión superficial del agua hace que su superficie actúe como si estuviera "tensa" o "estirada", lo que permite que el agua forme una especie de "piel" en la parte superior. Las fuerzas de adhesión hacen que las moléculas de agua sean atraídas hacia las paredes del vaso, y las fuerzas de cohesión hacen que las moléculas de agua se mantengan unidas entre sí en la superficie del agua. Cuando llenas el vaso justo por encima del borde, estas propiedades permiten que el agua se eleve un poco por encima del borde sin derramarse. La tensión superficial y las fuerzas de adhesión al vidrio evitan que el agua se desborde, y la cohesión entre las moléculas de agua las mantiene unidas en la parte superior del vaso.

Es esencial destacar que este fenómeno es más pronunciado con el agua debido a sus características únicas en cuanto a tensión superficial y fuerzas de cohesión y adhesión. Otros líquidos pueden no comportarse de la misma manera, y la capacidad del agua para lograr esto se debe a sus propiedades específicas.

Soluciones

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

El proceso de disolución a nivel molecular se refiere a cómo se separan y dispersan las partículas de un soluto (usualmente un sólido) en un solvente (generalmente un líquido) para crear una solución homogénea. Para ilustrar este proceso, tomemos el ejemplo de la disolución de sal (NaCl) en agua:

Dispersión de partículas: Cuando añades cristales de sal al agua, las moléculas de agua rodean y se adhieren a las moléculas de NaCl. Esto ocurre debido a la polaridad de las moléculas de agua, que tienen polos positivos (los átomos de hidrógeno) y un polo negativo (el átomo de oxígeno). Esta polaridad hace que las moléculas de agua sean atraídas hacia los iones de sodio (Na^+) y cloro (Cl^-) presentes en los cristales de sal. Las fuerzas de atracción entre los iones y las moléculas de agua superan las fuerzas de atracción entre los iones en el cristal, lo que resulta en la separación de los iones de NaCl.

Dispersión uniforme: Conforme las moléculas de agua rodean y se unen a los iones de Na^+ y Cl^- , estos iones se dispersan de manera uniforme en la solución. Cada ion de sal está rodeado por moléculas de agua, formando una "esfera de solvatación" alrededor de él.

Equilibrio dinámico: A nivel molecular, el proceso de disolución es dinámico. Las moléculas de sal continúan disolviéndose y separándose en iones en el agua, y algunas moléculas de agua también pueden volver a unirse a los iones. Esto da lugar a un equilibrio dinámico en el que la velocidad de disolución es igual a la velocidad de cristalización.

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

La expresión "lo semejante disuelve lo semejante" se refiere a un principio en química que indica que las sustancias tienden a disolverse más eficazmente en solventes que compartan propiedades similares. Este principio se fundamenta en las fuerzas intermoleculares, que son las fuerzas de atracción entre las moléculas y juegan un papel clave en la disolución de sustancias.

Desde la perspectiva de las fuerzas intermoleculares:

Fuerzas intermoleculares similares: Cuando dos sustancias presentan fuerzas intermoleculares parecidas, significa que las fuerzas de atracción entre sus moléculas son de naturaleza similar. Si estas fuerzas son similares, las sustancias tienen una mayor tendencia a disolverse entre sí.

Compatibilidad en las interacciones: Cuando las fuerzas intermoleculares son similares entre el soluto y el solvente, las moléculas del soluto pueden interactuar de manera más efectiva con las moléculas del solvente. Esto facilita la dispersión y separación de las partículas del soluto en el solvente, lo que da lugar a la formación de una solución uniforme.

Ejemplos ilustrativos: Por ejemplo, sustancias iónicas como la sal (NaCl) se disuelven fácilmente en agua, un solvente polar, debido a que los iones de la sal interactúan eficazmente con las moléculas de agua polar a través de fuerzas de atracción ión-dipolo. Del mismo modo, sustancias no polares, como los aceites, se disuelven en solventes no polares, como el benceno, debido a la afinidad de sus fuerzas de dispersión.

Excepciones y factores adicionales: Aunque "lo semejante disuelve lo semejante" es una guía general útil, existen situaciones excepcionales. Por ejemplo, el agua, una molécula polar, puede disolver sustancias iónicas y no polares, a pesar de no compartir exactamente las mismas fuerzas intermoleculares. Además, otros factores como la temperatura y la presión también pueden influir en la solubilidad.

3. Explique por qué el proceso de disolución invariablemente conduce a un aumento en el desorden

El proceso de disolución siempre resulta en un aumento del desorden debido a la segunda ley de la termodinámica, que establece que en un sistema aislado, la entropía total, que es una medida de la aleatoriedad o el desorden, tiende a incrementar con el tiempo. Esto se relaciona con la inclinación de los sistemas a alcanzar estados de mayor desorden, y tiene implicaciones directas en el proceso de disolución. Aquí está la explicación de por qué la disolución lleva a un aumento en el desorden:

Naturaleza microscópica de las partículas: Las sustancias en estado sólido o líquido están compuestas de partículas, como átomos, moléculas o iones, que presentan cierto grado de organización a nivel microscópico. Por ejemplo, en un sólido cristalino, las partículas están dispuestas de manera regular y ordenada.

Dispersión de partículas: Durante el proceso de disolución, las partículas del soluto (como los cristales de sal) se dispersan en el solvente (por ejemplo, el agua). Las partículas del soluto se separan y se distribuyen de forma más aleatoria en el solvente.

Mayor número de estados posibles: Conforme las partículas del soluto se dispersan en el solvente, el número de configuraciones microscópicas posibles aumenta considerablemente. En otras palabras, existen numerosas maneras diferentes en las que las partículas del soluto pueden estar distribuidas en el solvente.

Aumento de la entropía: La entropía de un sistema se relaciona con la cantidad de estados microscópicos posibles o con el grado de desorden. A medida que las partículas del soluto se dispersan en el solvente, el sistema tiene más opciones para acomodar las partículas, lo que resulta en un incremento en la entropía del sistema. La entropía es una medida del desorden o la aleatoriedad, por lo tanto, este proceso resulta en un aumento del desorden del sistema.

4. ¿Por qué el naftaleno es más soluble en benceno que el CsF?

La diferencia en solubilidad entre el naftaleno y el fluoruro de cesio (CsF) en benceno se debe a las disparidades en sus fuerzas intermoleculares y en sus características de polaridad.

Naftaleno y benceno:

Naftaleno: Es una molécula no polar compuesta por dos anillos de benceno fusionados. Las fuerzas intermoleculares en el naftaleno son débiles y se deben a las fuerzas de dispersión de London.

Benceno: También es una molécula no polar, compuesta por anillos de benceno, con fuerzas de dispersión de London.

La similitud entre la naturaleza no polar y las fuerzas de dispersión de estas sustancias permite que el naftaleno se disuelva efectivamente en el benceno.

Fluoruro de Cesio (CsF):

CsF: Es una sustancia iónica formada por iones Cs⁺ y F⁻. Los enlaces iónicos son fuertes y no presentan polaridad significativa. Debido a la naturaleza iónica del CsF, no se disuelve bien en el benceno no polar.

Unidades de concentración

1. 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 (o fracción en masa): Es la relación entre la masa del soluto y la masa total de la solución, expresada como un porcentaje. Se mide en porcentaje (%). Ventaja: es fácil de calcular y ampliamente utilizado. Desventaja: no considera el volumen, lo que puede ser problemático en soluciones con diferentes densidades.

Fracción Molar: Es la relación entre la cantidad de moles de un componente específico y la cantidad total de moles en la solución. Es una cantidad adimensional (sin unidades). Ventaja: independiente de la densidad y útil en cálculos termodinámicos y cinéticos. Desventaja: menos intuitiva para algunas personas.

Molaridad: Representa la cantidad de moles de soluto por litro de solución. Se expresa en moles por litro (mol/L). Ventaja: útil para reacciones químicas, ya que relaciona la cantidad de sustancia con el volumen. Desventaja: depende de la temperatura, ya que los volúmenes varían con esta.

Molalidad: Indica la cantidad de moles de soluto por kilogramo de solvente. Se mide en moles por kilogramo (mol/kg). Ventaja: independiente de la temperatura, ya que no involucra el volumen. Desventaja: menos común en aplicaciones prácticas que la molaridad.

Cada medida de concentración tiene su utilidad particular, y la elección depende de la aplicación y las condiciones específicas del problema. El porcentaje en masa es sencillo para el uso diario, la fracción molar es adecuada en termodinámica, la molaridad es útil en reacciones químicas volumétricas, y la molalidad es conveniente en situaciones donde la temperatura varía y el volumen no es constante.

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

De Molaridad a Molalidad:

Si se conoce la densidad del solvente (o se asume la densidad del agua), se utiliza la fórmula $m = M/\rho$ para calcular la molalidad (m) a partir de la molaridad (M), donde m se expresa en mol/kg y ρ es la densidad del solvente en g/mL o kg/m³.

De Molalidad a Molaridad:

Si se conoce la densidad del solvente (o se asume la densidad del agua), se utiliza la fórmula $M = m \times \rho$ para calcular la molaridad (M) a partir de la molalidad (m), donde M se expresa en mol/L y ρ es la densidad del solvente en g/mL o kg/m³.

De Porcentaje en Masa a Molaridad o Molalidad:

- Se calcula la masa del soluto y la masa total de la solución a partir del porcentaje en masa (%).
- Se usan estas masas junto con la masa molar del soluto para determinar la cantidad de moles de soluto.
- Para convertir a molaridad, se dividen los moles de soluto por el volumen en litros de la solución.
- Para convertir a molalidad, se dividen los moles de soluto por la masa del solvente en kilogramos.

Estos pasos generales facilitan la conversión entre estas unidades de concentración, pero es importante tener en cuenta la necesidad de información adicional, como la densidad del solvente o la masa molar del soluto. Además, asegúrese de que todas las unidades estén en el sistema correcto (por ejemplo, g/mL o kg/m³ para la densidad y g/mol para la masa molar) antes de realizar los cálculos.

3. Calcula el porcentaje en masa de soluto en cada una de las disoluciones acuosas:

a) 5.50 g de NaBr en 78.2 gramos de disolución.

$$\frac{5.50 \text{ g}}{78.2 \text{ g}} \times 100 = 7.03\%$$

b) 31 gramos de KCl en 152 g de agua.

$$\frac{31 \text{ g}}{(152 \text{ g} + 31 \text{ g})} \times 100 = 16.94\%$$

c) 4.5 g de tolueno en 29 gramos de benceno.

$$\frac{4.5 \text{ g}}{(29 \text{ g} + 4.5 \text{ g})} \times 100 = 13.4\%$$

4. Calcula la cantidad de agua en gramos que se debe agregar a:

a) 5 gramos de urea para preparar una disolución al 16.2% en masa.

$$\frac{5 \text{ g}}{(\alpha + 5 \text{ g})} \times 100 = 16.2\% \Rightarrow \alpha = 25.9 \text{ g de agua}$$

b) 26.2 gramos de MgCl₂ para preparar una disolución al 1.5% en masa.

$$\frac{26.2 \text{ g}}{(\alpha + 26.9 \text{ g})} \times 100 = 1.5\% \Rightarrow \alpha = 1720.5 \text{ g de agua}$$

5. Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones:

a) 14.3 gramos de sacarosa en 676 g de agua

$$\frac{\frac{14.3 \text{ g}}{342 \text{ g}}}{0.676 \text{ Kg}} = 0.0619 \text{ m}$$

b) 7.20 moles de etilenglicol en 3546 g de agua

$$\frac{7.20 \text{ mol}}{3.546 \text{ Kg}} = 2.030 \text{ m}$$

6. Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones acuosa:

a) Disolución de NaCl 2.5 m, densidad de la solución igual a 1.08 g/ml

Se tiene una disolución de NaCl de concentración 2,50 M. Por lo tanto, en esta solución se tienen 2,50 moles de NaCl en 1 Litro de solución y se conoce que la densidad de la solución es 1,08 g/ml.

$$. 1 \text{ L de solución} \times (1,08 \text{ g / ml}) \times (1000 \text{ ml / L}) = 1080 \text{ g de solución}$$

$$. 2,50 \text{ moles de NaCl} \times 58,5 \text{ g NaCl / mol} = 146,25 \text{ g NaCl}$$

Entonces, en 1 L de solución de NaCl 2,5 M se tiene:

$$\text{masa total de solución} = 1080 \text{ g}$$

$$\text{masa de soluto (NaCl)} = 146,25 \text{ g}$$

$$\text{masa de solvente} = 1080 \text{ g} - 146,25 \text{ g} = 933,75 \text{ g}$$

$$\text{molalidad} = \text{moles de soluto} / \text{kg de solvente}$$

$$\text{molalidad} = 2,50 \text{ mol} / 0,93375 \text{ kg}$$

$$\text{molalidad} = 2,68 \text{ mol/kg}$$

b) Disolución de KBr al 48.2% en masa

Se calculan los gramos de solvente: En 48,2 g de soluto se disuelven en 100 g de solución, entonces $m_{\text{solc.}} = m_{\text{solute}} + m_{\text{solvente}}$, donde se calcula m_{solvente}

$$m_{\text{solvente}} = m_{\text{solc.}} - m_{\text{solute}}$$

$$m_{\text{solvente}} = 100 \text{ g} - 48.2 \text{ g}$$

$$m_{\text{solvente}} = 51.8 \text{ g}$$

Se calcula la masa de solvente en Kg

$$\text{masa} = 51.8 \text{ g} / 1000$$

$$\text{masa} = 0.0518 \text{ Kg de solvente}$$

Se calculan los moles de soluto

$$M_{\text{m KBr}} = 119 \text{ g/mol}$$

$$n = \text{masa} / M_{\text{m}}$$

$$n = 48.2 \text{ g} / 119 \text{ g/mol}$$

$$n = 0.405 \text{ moles de soluto}$$

calculamos la molalidad

$$m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Kg svte}}$$

$$m = \frac{0.405 \text{ mol}}{0.0518 \text{ Kg}}$$

$$m = 7.818 \text{ mol/Kg}$$

$$m = 7.818 \text{ mol/Kg}$$

Efecto de la temperatura en la solubilidad

1. Una muestra de 3.20 gramos 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 100g de H₂O) de la sal?

$$\text{Solubilidad} = 3,20 \text{ gr sal} / 9,10 \text{ gr H}_2\text{O} \times 100 \text{ gr H}_2\text{O}$$

$$= 0,352 \times 100$$

$$= 35,2 \text{ grs sal}$$