

Actividad: Líquidos y soluciones

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.

a) La molécula de cloruro de hidrógeno (HCl)

b) El gas noble helio (He)

c) Interacción del H₂O con un ion sodio (Na⁺)

d) El hidrógeno molecular (H₂)

e) El dióxido de carbono (CO₂)

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?

I. La polarizabilidad es una medida de la facilidad con la que una nube molecular de electrones se deforma o gira en respuesta a la presencia de un campo eléctrico externo.

II. Las moléculas que tienden a estar muy polarizadas son aquellas cuyos electrones están más alejados del núcleo y por tanto tienen una nube de electrones más "suelta" o "difusa" en comparación con el núcleo.

III. La conexión entre la polarizabilidad y las fuerzas intermoleculares es que las moléculas altamente polarizadas tienden a experimentar fuerzas de dispersión más fuertes (fuerzas de London).

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

Un momento dipolar permanente es una característica de ciertas moléculas debido a la asimetría de su estructura de carga, mientras que un momento dipolar temporal es un fenómeno que ocurre temporalmente en moléculas que normalmente no tienen un dipolo permanente debido a fluctuaciones en la densidad de electrones debido a interacciones externas.

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

I. Punto de ebullición y condensación

II. Tensión superficial

III. Capilaridad

IV. Adsorción

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

- I. Solubilidad
- II. Coeficiente de expansión térmica
- III. Entalpía Viscosidad
- IV. de vaporización

Propiedades de los líquidos:

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

La estrecha organización de las partículas y la presencia de fuerzas intermoleculares en los líquidos los hacen prácticamente incompresibles en comparación con los gases, que contienen partículas dispersas y son mucho más comprimibles.

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?

I. La tensión superficial es una propiedad física de un líquido que aparece como una "piel" o "capa" en la superficie del líquido que resiste el desgarro o el estiramiento.

II. La relación entre la tensión superficial y las fuerzas intermoleculares es directa, la tensión superficial es causada por fuerzas de cohesión entre moléculas en la superficie de un líquido.

III. La tensión superficial disminuye al aumentar la temperatura, esto se debe a que las moléculas en la superficie de un líquido a temperaturas más altas tienen más energía cinética y, por lo tanto, se sienten menos atraídas por las fuerzas de cohesión.

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?

Gracias al principio físico de "flotación", las maquinillas de afeitar de acero inoxidable pueden flotar en el agua. Aunque el acero inoxidable es más denso que el agua, la hoja flotará debido a su forma y distribución de masa dentro de la hoja.

La flotabilidad de un objeto en un líquido se rige por el principio de Arquímedes, que establece que la fuerza de flotación sobre un objeto sumergido en un líquido es igual al peso del líquido desplazado por el objeto.

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

El mercurio exhibe una menor adhesión a superficies sólidas y una cohesión menos intensa en comparación con el agua debido a las diferencias en las fuerzas intermoleculares presentes en cada líquido.

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 separación de partículas de soluto, la ruptura de fuerzas intermoleculares en el soluto, la dispersión de partículas de soluto en el disolvente y la formación de una solución homogénea.

Las fuerzas intermoleculares entre el soluto y el disolvente están en el centro de este proceso y determinan la capacidad del soluto para disolverse en un disolvente determinado.

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

"Lo similar se disuelve como lo similar" es un principio básico de la química que se refiere a la capacidad de una sustancia (solvente) para disolver otra sustancia (soluta) con propiedades químicas y fuerzas intermoleculares similares.

Este principio se basa en fuerzas intermoleculares y es esencial para comprender qué sustancias se disuelven en otras sustancias y cómo se forman las soluciones

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

I. La solvatación es el proceso en el cual las partículas de un soluto (como iones, moléculas o átomos) son rodeadas y dispersadas en un solvente. En otras palabras, implica la interacción de las partículas del soluto con las partículas del solvente, lo que permite que el soluto se disuelva en el solvente y forme una solución

II. Naturaleza de las fuerzas intermoleculares, Polaridad

III. Interacción ion-dipolo: Un ejemplo de solvatación que involucra interacción ion-dipolo es la disolución de sal común (cloruro de sodio, NaCl) en agua. En este caso, los iones Na^+ y Cl^- se disuelven en el agua debido a las fuerzas de atracción entre los iones cargados y las moléculas de agua polar.

Fuerzas de dispersión: Un ejemplo de solvatación en el que intervienen las fuerzas de dispersión es la disolución de gasolina (una mezcla de hidrocarburos no polares) en un solvente no polar como el hexano. En este caso, las fuerzas de dispersión (fuerzas de London) entre las moléculas de hidrocarburos y las moléculas de hexano permiten que la gasolina se disuelva en el solvente.

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 procesos de disolución endotérmicos y exotérmicos se puede interpretar a nivel molecular en función de las fuerzas intermoleculares involucradas y el equilibrio energético entre ellas.

Por lo tanto, la diferencia en la entalpía (cambio de energía) de un proceso de disolución depende de la cantidad de energía necesaria para romper las fuerzas intermoleculares en el soluto y el solvente en comparación con la cantidad de energía liberada cuando las partículas se mezclan.

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.

I. Porcentaje en Masa (% en masa):

Definición: El porcentaje en masa es la proporción de la masa del soluto con respecto a la masa total de la solución, expresada como un porcentaje.

Unidades: Se expresa en porcentaje (%), o se puede convertir a gramos de soluto por cada 100 gramos de solución (g/100g).

II. Fracción Molar (X):

Definición: La fracción molar es la relación entre la cantidad de moles de una sustancia específica (soluto o solvente) y el total de moles en una solución.

Unidades: La fracción molar es una cantidad adimensional y no tiene unidades específicas.

III. Molaridad (M):

Definición: La molaridad es la concentración de una sustancia en una solución expresada como la cantidad de moles de soluto por litro de solvente (o de solución).

Unidades: Moles por litro (mol/L).

IV. La elección entre porcentaje de masa, molalidad y molaridad depende de la naturaleza del problema y de las necesidades específicas.

Los porcentajes de masa son simples y se utilizan ampliamente en aplicaciones cotidianas, pero no son adecuados para cálculos estequiométricos.

La molaridad es útil para cálculos químicos, pero depende de la temperatura.

La molalidad es independiente de la temperatura y se utiliza cuando es necesario mantener una cantidad constante de soluto en una solución, especialmente en condiciones de temperatura cambiante.

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

La conversión entre molaridad, molalidad y porcentaje en masa utiliza fórmulas simples y es importante comprender la densidad del solvente al convertir entre molaridad y molalidad.

La clave es garantizar que todas las unidades estén equilibradas adecuadamente para obtener resultados precisos.

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.

$$\text{Porcentaje en Masa (\% en masa)} = \frac{\text{Masa del soluto (g)}}{\text{Masa total de la disolución (g)}} \times 100$$

a) Para la disolución de 5.50 g de NaBr en 78.2 g de disolución:

$$\text{Porcentaje en Masa (\% en masa)} = (5.50/78.2)100 = 7.03\% \text{ de NaBr}$$

b) Para la disolución de 31.0 g de KCl en 152 g de agua:

$$\text{Porcentaje en Masa (\% en masa)} = (31/152) \times 100 = 20.39\% \text{ de KCl}$$

c) Para la disolución de 4.5 g de tolueno en 29 g de benceno:

$$\text{Porcentaje en Masa (\% en masa)} = (4.5/29) \times 100 \approx 15.52\% \text{ de C}_6\text{H}_6$$

12.16 Calcule la cantidad de agua (en gramos) que se debe agregar a: a) 5.00 g de urea (NH_2)₂CO para preparar una disolución al 16.2% en masa y b) 26.2 g de MgCl₂ para preparar una disolución al 1.5% en masa.

$$\text{Masa de agua (g)} = \frac{\text{Masa de soluto (g)}}{\text{Porcentaje en Masa (\%)}} - \text{Masa de soluto (g)}$$

a) Para preparar una disolución de urea al 16.2% en masa a partir de 5.00 g de urea:

$$\text{Masa de agua (g)} = 5.00\text{g} / 16.2\% - 5.00\text{g}$$

$$\text{Masa de agua (g)} = 5/0.162 - 5 \text{ g Masa de agua (g)} = 25.8$$

b) Para preparar una disolución de MgCl₂ al 1.5 % en masa a partir de 26.2 g de MgCl₂:

$$\text{Masa de agua (g)} = 26.2\text{g} / 1.5\% - 26.2\text{g}$$

$$\text{Masa de agua (g)} = 26.2\text{g} / 0.015 - 26.2$$

$$\text{Masa de agua (g)} \approx 1720.46\text{g}$$

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.

Molalidad (m) = (moles de soluto) / (kilogramos de solvente)

a) 14.3 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 676 g de agua:

1. Calcula los moles de sacarosa: Masa molar de la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) = $12(12) + 22(1) + 11(16) = 342$ g/mol
Moles de sacarosa = $(14.3 \text{ g}) / (342 \text{ g/mol}) \approx 0.0418$ moles

2. Calcula los kilogramos de agua: Kilogramos de agua = $676 \text{ g} / 1000 = 0.676$ kg

3. Calcula la molalidad: Molalidad (m) = $(0.0418 \text{ moles}) / (0.676 \text{ kg}) \approx 0.0619$ m

b) 7.20 moles de etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 3,546 g de agua:

1. Calcula los kilogramos de agua: Kilogramos de agua = $3546 \text{ g} / 1000 = 3.546$ kg

2. Calcula la molaridad: Molaridad (m) = $(7.20 \text{ moles}) / (3.546 \text{ kg}) \approx 2.03$ 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.

a) Disolución de NaCl 2.50 M (densidad de la disolución = 1.08 g/mL):

Primero, calcular los moles de NaCl presentes en 1 litro de esta solución 2.50 M (esto equivale a la molaridad).

1. El NaCl tiene una masa molar de aproximadamente 58.5 g/mol.

2. La molaridad (M) es igual a los moles de soluto (NaCl) por litro de solución. Por lo tanto, hay 2.50 moles de NaCl en 1 litro de esta solución.

3. La densidad de la solución es de 1.08 g/mL, lo que significa que 1 litro de solución pesa 1080 g.

4. Para calcular la masa de 1 litro de solución en kilogramos: $1080 \text{ g} / 1000 = 1.08$ kg.

calcular la molalidad:

Molalidad (m) = (moles de soluto) / (kilogramos de solvente)
Molalidad (m) = $2.50 \text{ moles} / 1.08 \text{ kg} \approx 2.31$ m

b) Disolución de KBr al 48.2% en masa:

Para calcular la molalidad de esta disolución, determinar la cantidad de soluto (KBr) en moles y la masa del solvente en kilogramos.

1. La disolución es al 48.2% en masa, lo que significa que hay 48.2 g de KBr en 100 g de disolución.

2. La masa molar de KBr es aproximadamente 119 g/mol.

3. Calcular los moles de KBr en 48.2 g: $48.2 \text{ g} / 119 \text{ g/mol} \approx 0.405$ moles de KBr.

4. calcular la masa del solvente en la disolución. Dado que la masa total es 100 g y la masa del soluto es 48.2 g, la masa del solvente es $100 \text{ g} - 48.2 \text{ g} = 51.8 \text{ g}$.

5. La masa del solvente a kilogramos: $51.8 \text{ g} / 1000 = 0.0518 \text{ kg}$.

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 HO) de la sal?

Para calcular la solubilidad de la sal en g de sal por 100 g de agua (g de sal/100 g de HO), primero determinar cuánta sal se ha disuelto en los 9.10 g de agua a 25°C.

Restamos la masa inicial de agua (9.10 g) de la masa total de la disolución saturada (9.10 g de agua + 3.20 g de sal) para encontrar la masa de la sal disuelta:

Masa de sal disuelta = Masa total - Masa inicial de agua

Masa de sal disuelta = $(9.10 \text{ g} + 3.20 \text{ g}) - 9.10 \text{ g} = 3.20 \text{ g}$

Ahora, calcular la solubilidad de la sal:

Solubilidad (g de sal/100 g de HO) = $(\text{Masa de sal disuelta} / \text{Masa de agua}) * 100$

Solubilidad (g de sal/100 g de HO) = $(3.20 \text{ g} / 9.10 \text{ g}) * 100 \approx 35.16 \text{ g/100 g de HO}$

La solubilidad de la sal en esta disolución saturada a 25°C es aproximadamente 35.16 g de sal por 100 g de agua (HO).