

Fuerzas intermoleculares:

- 11.1:

- a) Interacción dipolo-dipolo: Este tipo de interacción mantiene unidas las moléculas de ácido clorhídrico (HCl) en estado líquido o sólido.
- b) Interacción de dipolo-dipolo inducido: Cuando las moléculas de metano (CH₄) se acercan lo suficiente, se producen dipolos momentáneamente.
- c) Interacciones ion-dipolo: Cuando un ion de sodio (Na⁺) se disuelve en agua, las moléculas de agua lo rodean y lo estabilizan.
- d) Fuerzas de dispersión: Las fuerzas de dispersión unen los átomos individuales de las moléculas de helio (He).
- e) Fuerzas de van der Waals: Las fuerzas de van der Waals hacen que las moléculas de etanol (C₂H₅OH) interaccionen entre sí.

- 11.2:

La polarizabilidad de una molécula indica qué tan fácilmente la nube electrónica alrededor de los átomos puede deformarse cuando se somete a un campo eléctrico externo. Además, es la habilidad de una molécula para producir cargas parciales cuando se encuentra cerca de otra molécula polar o de un campo eléctrico externo.

Las moléculas con nubes electrónicas altamente deformables o electrones muy dispersos tienen una tendencia a ser muy polarizables. Esto generalmente ocurre en moléculas grandes y complejas con electrones que no están muy cerca del núcleo.

Debido a que las moléculas altamente polarizables pueden soportar fuerzas de dispersión más fuertes, la polarizabilidad está relacionada con las fuerzas intermoleculares. Las fluctuaciones temporales en la distribución electrónica de una molécula producen estas fuerzas. Estas fuerzas de dispersión pueden aumentar con la polaridad de una molécula.

- 11.3:

El momento dipolar permanente es una separación de cargas que permanece debido a las diferencias de electronegatividad entre los átomos enlazados, mientras que el momento dipolar temporal es una separación de cargas temporal debido a las fluctuaciones en la distribución electrónica.

Ejemplo:

En HCl, se observa un momento dipolar temporal debido a fluctuaciones momentáneas en la distribución electrónica, pero el HCl también presenta un momento dipolar permanente debido a las diferencias de electronegatividad entre el cloro y el hidrógeno, y a su estructura no simétrica.

- 11.4:

La formación y la estructura de los sólidos cristalinos

Cuando ciertas sustancias se solidifican de un estado líquido, sus partículas se organizan en un patrón tridimensional altamente ordenado. Los sólidos cristalinos tienen este patrón regular y repetitivo. Para que las partículas puedan organizarse de esta manera, la formación de cristales requiere una fuerte interacción entre ellas.

- 11.6:

Se deberían considerar propiedades físicas como: Densidad, Punto de fusión y ebullición, Solubilidad, Dureza, Viscosidad y Capacidad térmica.

Propiedades de los líquidos:

- 11.21:

Los líquidos son prácticamente incompresibles debido a la proximidad de las partículas y las fuerzas intermoleculares significativas que actúan en ellos.

- 11.22:

La tensión superficial es la propiedad de un líquido a comportarse como una fina superficie elástica. Es la fuerza por unidad de longitud que actúa en la interfaz entre un líquido y otro medio (como aire u otro líquido), tratando de reducir el área superficial.

Esta característica ocurre gracias a las fuerzas intermoleculares presentes en un líquido. Las moléculas en la superficie de un líquido están rodeadas por otras moléculas solo desde abajo y los lados, lo que hace que la superficie sea menos expuesta al ambiente circundante.

La tensión superficial tiende a disminuir a medida que la temperatura aumenta. Esto se debe a que, a temperaturas más altas, las moléculas del líquido tienen mayor energía cinética y están más agitadas.

- 11.24:

Agua:

Adhesión:

Cuando viertes agua en una superficie sólida como un vaso o una hoja de papel, el agua tiende a mojar la superficie y se extiende en una capa delgada. Esto se debe a la adhesión entre las moléculas de agua y las moléculas de la superficie sólida.

Cohesión:

Las moléculas de H₂O tienen una fuerte tendencia a unirse entre sí debido a los enlaces de hidrógeno. Esto crea una fuerza que mantiene las moléculas de agua juntas. Por eso, el agua forma gotas y se adhiere a sí misma, creando superficies curvas.

Mercurio:

Adhesión:

Tiene una capacidad de adhesión mucho más débil en comparación con el agua. Por ejemplo, si se vierte una gota de mercurio en una superficie sólida. El mercurio no se adhiere fácilmente y tiende a formar esferas pequeñas.

Cohesión:

Las moléculas de mercurio tienen una atracción mutua bastante fuerte. Es decir, las gotas de mercurio tienden a mantener su forma esférica en lugar de dispersarse fácilmente.

- 11.25:

Cuando llenas un vaso justo por encima del borde, el agua no se derrama debido a la tensión superficial. Esta característica hace que la superficie del agua en el borde del vaso tenga una curva cóncava. Los enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua hacen que la tensión superficial del agua sea alta. El agua que sobresale del vaso es creada por la tensión superficial que contiene el agua y evita que se derrame. Sin embargo, la tensión superficial eventualmente no podrá contenerlo y el agua se desbordará si se agrega más agua.

Soluciones:

- 12.3:

La disolución a nivel molecular significa que las partículas de un soluto (como un sólido) se separan y se dispersan en un solvente (como un líquido). Esto sucede cuando las partículas del soluto interactúan con las moléculas del solvente y se dispersan uniformemente por toda la mezcla, formando una solución homogénea. Las fuerzas intermoleculares entre el soluto y el solvente controlan la formación de la solución.

- 12.4:

Principio químico conocido por afirmar que las sustancias con características químicas y físicas similares tienen una mayor propensión a disolverse entre sí. Esto se debe a que las fuerzas intermoleculares del soluto y el solvente son compatibles. Cuando estas fuerzas son similares, la disolución ocurre de manera efectiva y se forma una solución homogénea.

- 12.7:

De acuerdo con la Segunda Ley de la Termodinámica, la tendencia natural de la naturaleza a aumentar la entropía es la causa del aumento del desorden durante el proceso de disolución. La disolución dispersa las partículas, aumentando la dispersión de energía y el desorden en el sistema.

- 12.8:

Naturaleza química: Las sustancias que tienen fuerzas intermoleculares comparables suelen ser más solubles entre sí. Por ejemplo, los solutos iónicos se disuelven mejor en solventes polares que los solutos no polares.

Temperatura: A medida que la temperatura aumenta, las moléculas del líquido tienen mayor energía cinética, lo que facilita la separación de las partículas del soluto y su dispersión en el solvente.

Presión: La solubilidad puede aumentar con la presión, de acuerdo con la Ley de Henry. Esto para la mayoría de los sólidos.

Dos líquidos pueden mezclarse en cualquier proporción para formar una solución homogénea. En otras palabras, las moléculas de los dos líquidos son compatibles y se mezclan uniformemente sin formar fases separadas. El agua y el alcohol son líquidos miscibles. Los líquidos inmiscibles, por otro lado, no se mezclan y forman capas separadas, como el agua y el aceite.

Unidades de concentración:

- 12.13:

Porcentaje de Masa:

La proporción de masa de un soluto en relación con la masa total de la solución se conoce como porcentaje de masa.

Su unidad se mide en porcentaje(%).

Fracción polar:

Proporción de moléculas polares en una sustancia.

La fracción molar no tiene unidades de medida.

Molaridad:

Medida de la concentración de una solución.

Su unidad se mide en molar(M=mol/L).

Molalidad:

Cantidad de sustancia de soluto por kilogramo de disolvente.

Su unidad se mide en molal(m=mol/kg).

Cada una de las medidas de concentración ofrece una variedad de métodos para medir la composición de una solución, con sus respectivos beneficios e inconvenientes. El cálculo del porcentaje de masa es sencillo y fácil, pero no proporciona información sobre la cantidad de partículas presentes. Aunque no ofrece una medida cuantitativa precisa, la fracción polar es útil para clasificar la polaridad de las moléculas. Aunque cambia con la temperatura, la molaridad es estándar en química y es necesaria para cálculos estequiométricos y reacciones. Sin embargo, la molalidad no se ve afectada por los cambios de temperatura y es particularmente útil en áreas como la bioquímica. Sin embargo, puede ser menos conveniente en aplicaciones que requieren trabajar con volúmenes conocidos. Por eso, cualquiera de estas medidas de concentración es útil y se adapta a cada situación según los requisitos que se necesiten.

- 12.15:

$$a) [(5.5g)/(78.2g)] \times 100 = 7.03\%$$

$$b) [(31g)/(152g)] \times 100 = 20.39\%$$

$$c) [(4.5g)/(29g)] \times 100 = 15.52\%$$

- 12.16:

$$\text{Porcentaje de la masa} = \text{masa del soluto} / (\text{masa del soluto} + \text{masa solvente}) \times 100$$

a)

$$16.2\% = (5g) / (5g + \text{masa de agua}) \times 100$$

$$\text{Masa de agua} = 25.9 \text{ g}$$

b)

$$1.5\% = (26.2\text{g}) / (26.2\text{g} + \text{masa de agua}) \times 100$$

$$\text{Masa de agua} = 1720.47 \text{ g}$$

- 12.17:

Masas molares:

$$\text{C} = 12$$

$$\text{H} = 1$$

$$\text{O} = 16$$

a)

$$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = (12 \times 12) + (1 \times 22) + (16 \times 11) = 342 \text{ g/mol}$$

$$\text{Moles de sacarosa: } (14.3\text{g}) / (342\text{g/mol}) = 0.04 \text{ moles de sacarosa}$$

$$m = (0.04 \text{ moles de sacarosa}) / (0.676 \text{ kg}) = 0.06 \text{ mol/kg}$$

b)

$$m = (7.2 \text{ moles de etilenglicol}) / (3.546 \text{ kg}) = 2.03 \text{ mol/kg}$$

- 12.18:

a)

$$\text{Volumen} = 1\text{L}$$

$$\text{Volumen} = (\text{Masa}) / (\text{Densidad})$$

$$1.08\text{g/mL} = 1080 \text{ g/L}$$

$$- 1\text{L} = (\text{Masa}) / (1080 \text{ g/L})$$

$$\text{Masa de la solución} = 1080 \text{ g} = 1.08 \text{ kg}$$

$$\text{Masa de soluto} = (2.5 \text{ mol}) \times (58 \text{ g/mol}) = 145 \text{ g} = 0.145 \text{ kg}$$

$$\text{Masa del solvente} = 1.08 \text{ kg} - 0.145 \text{ kg} = 0.935 \text{ kg}$$

$$\text{Molalidad} = (2.5 \text{ mol}) / (0.935 \text{ kg}) = 2.68 \text{ mol/Kg}$$

b)

KBr al 48.2% en masa

Masa de la solución = 100g

Masa del soluto = 48.2 g

Masa del solvente = 51.8 g = 0.0518 Kg

Moles de KBr = $(48.2 \text{ g}) / (119 \text{ g/mol}) = 0.41 \text{ moles de KBr}$

Molalidad = $(0.41 \text{ mol}) / (0.0518 \text{ Kg}) = 7.91 \text{ mol/Kg}$

- 12.19:

a)

Volumen = 1L

Volumen = (Masa) / (Densidad)

$1.12 \text{ mg/mL} = 1120 \text{ g/L}$

$1\text{L} = (\text{Masa}) / (1120 \text{ g/L})$

Masa de la solución = 1120 g = 1.12 Kg

Masa de soluto = $(1.22 \text{ mol}) \times (342 \text{ g/mol}) = 417.24 \text{ g} = 0.42 \text{ kg}$

Masa del solvente = $1.12 \text{ kg} - 0.42 \text{ kg} = 0.7 \text{ kg}$

Molalidad = $(1.22 \text{ mol}) / (0.7 \text{ kg}) = 0.85 \text{ mol/Kg}$

b)

Volumen = 1L

Volumen = (Masa) / (Densidad)

$1.04 \text{ mg/mL} = 1040 \text{ g/L}$

$1\text{L} = (\text{Masa}) / (1040 \text{ g/L})$

Masa de la solución = 1040 g = 1.04 Kg

Masa de soluto = $(0.87 \text{ mol}) \times (40 \text{ g/mol}) = 34.8 \text{ g} = 0.035 \text{ kg}$

Masa del solvente = $1.04 \text{ kg} - 0.035 \text{ kg} = 1.005 \text{ kg}$

Molalidad = $(0.87 \text{ mol}) / (1.005 \text{ kg}) = 0.87 \text{ mol/Kg}$

c)

Volumen = 1L

Volumen = (Masa) / (Densidad)

1.19 mg/mL = 1190 g/L

1L = (Masa) / (1190 g/L)

Masa de la solución = 1190 g = 1.19 Kg

Masa de soluto = (5.24 mol) x (84 g/mol) = 440.16 g = 0.44 kg

Masa del solvente = 1.19 kg – 0.44 kg = 0.75 kg

Molalidad = (5.24 mol) / (0.75 kg) = 3.93 mol/Kg

Efecto de la temperatura en la solubilidad:

- 12.27:

Solubilidad = (Masa del soluto) / (Masa del disolvente) x 100

Solubilidad = (3.2g) / (9.1g) x 100

Solubilidad: 35.16g.

La solubilidad es 35.16 g de sal por cada 100 g de agua a 25°C.