

Fuerzas intermoleculares: 5 preguntas

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

La duración y el origen de un momento dipolar temporal y permanente son lo que los diferencia. El momento dipolar permanente es una característica intrínseca de las moléculas polares debido a diferencias en la electronegatividad o geometría. Por otro lado, el momento dipolar temporal se produce cuando las moléculas no polares o ligeramente polares están en presencia de campos eléctricos externos.

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

Hidrógeno (H), oxígeno (O), nitrógeno (N) y flúor (F) son elementos que pueden participar en enlaces de hidrógeno. Debido a su baja electronegatividad y su capacidad para crear cargas parciales positivas que atraen a los átomos electronegativos cercanos, el hidrógeno es único en este tipo de interacción.

11.10 Mencione los tipos de fuerzas intermoleculares que hay entre las moléculas (o unidades básicas) en cada una de las siguientes especies: *a)* benceno (C_6H_6), *b)* CH_3Cl , *c)* PF_3 , *d)* $NaCl$, *e)* CS_2 .

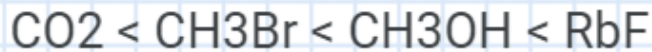
- a) Benceno (C_6H_6): Fuerzas de dispersión o Fuerzas de London.
- b) CH_3Cl : Fuerzas dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London.
- c) PF_3 : Fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas de dispersión de London y puentes de hidrógeno.
- d) $NaCl$: Fuerzas iónicas.
- e) CS_2 : Fuerzas de dispersión o Fuerzas de London.

11.12 ¿Cuáles de las especies siguientes son capaces de unirse entre sí mediante enlaces de hidrógeno? *a)* C_2H_6 , *b)* HI , *c)* KF , *d)* BeH_2 , *e)* CH_3COOH .

Solo CH_3COOH es capaz de formar enlaces por puente de hidrógeno gracias al grupo funcional OH.

La respuesta correcta es e) CH_3COOH .

- 11.13 Organice los siguientes compuestos en orden creciente según su punto de ebullición: RbF , CO_2 , CH_3OH , CH_3Br . Justifique su respuesta.



El RbF tiene interacciones intermoleculares del tipo de enlaces iónicos porque es sal. Por eso es el punto de ebullición más alto de todas las cuatro sustancias químicas. El CH_3OH tiene un punto de ebullición más alto que el CH_3Br porque tiene el grupo funcional OH , que le permite formar enlaces puente de hidrógeno. El CH_3Br tiene interacciones del tipo dipolo-dipolo. Por último, el CO_2 solo tiene interacciones intermoleculares del tipo de Van der Waals.

Propiedades de los líquidos: 4 preguntas

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

Debido a la proximidad de las partículas, las fuerzas intermoleculares más fuertes y la densidad más alta de los líquidos, comprimirlos requiere una gran cantidad de energía para vencer estas fuerzas, lo que los hace prácticamente incompresibles en comparación con los gases.

- 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, debido a las fuerzas intermoleculares, actúa como una película elástica. Disminuye con la temperatura porque las moléculas en la superficie ganan energía cinética y rompen las fuerzas intermoleculares con mayor facilidad a temperaturas más altas.

- 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?

El principio de Arquímedes dice que la navaja de acero inoxidable flota en agua. La forma y diseño de la hoja atrapan aire, reduciendo su densidad aparente y permitiendo la flotación.

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

La adhesión es cuando un líquido se atrae hacia una superficie, como cuando el agua moja el vidrio. La cohesión se refiere a la atracción entre las moléculas del mismo líquido, como el mercurio manteniendo su forma esférica debido a fuerzas de cohesión.

Soluciones: 4 preguntas

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

Debido a la atracción entre las moléculas del líquido y las partículas del sólido, las partículas del sólido se separan y se dispersan en el líquido cuando un sólido se disuelve en un líquido. Por ejemplo, cuando se agrega sal (NaCl) an agua, las moléculas de agua se unen y disocian los iones de sal, lo que conduce a la creación de una solución.

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

"Lo semejante disuelve lo semejante" significa que sustancias con fuerzas intermoleculares similares tienden a disolverse mutuamente con mayor facilidad. Por ejemplo, sustancias polares tienden a disolverse en otras sustancias polares, y sustancias no polares tienden a disolverse en otras sustancias no polares.

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 de un solvente rodean y disocian las partículas de una sustancia en solución, como iones o moléculas. Los factores que influyen en el grado de solvatación incluyen la naturaleza del solvente y la naturaleza de las sustancias disueltas.

Cuando el cloruro de sodio, un compuesto iónico, se disuelve en agua (un solvente polar), es un ejemplo de solvatación relacionada con la interacción ion-dipolo. En este caso, las moléculas de agua solvan los iones Na^+ y Cl^- , lo que conduce a la formación de interacciones ion-dipolo.

La disolución del gas noble argón (Ar) en hexano, un solvente no polar, es un ejemplo de solvatación que implica fuerzas de dispersión. Debido a las fuerzas de dispersión de Londres, tanto el argón como el hexano no son polares, pero las moléculas de argón se atraen por las moléculas no polares del hexano, lo que permite que el argón se disuelva en hexano.

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

Las interacciones intermoleculares son lo que distingue las disoluciones endotérmicas de las exotérmicas. Mientras que las disoluciones exotérmicas liberan energía al crear fuerzas intermoleculares más fuertes, las disoluciones endotérmicas absorben energía al romper fuerzas intermoleculares más fuertes.

Unidades de concentración: 6 preguntas

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):

La cantidad de soluto en gramos por cada 100 gramos de solución se conoce como porcentaje en masa.

Ventajas: Fácil de calcular y comprender.

Desventajas: No tiene en cuenta la densidad de la solución.

Fracción molar (X):

La fracción molar es la relación de la cantidad de moles de un componente en una solución al total de moles en la solución.

Ventajas: Independiente de la densidad.

Desventajas: Menos utilizado en la práctica diaria y no es tan intuitivo como otros términos.

Molaridad (M):

La molaridad es la cantidad de moles de soluto por litro de solución.

Ventajas: Útil para reacciones estequiométricas.

Desventajas: No tiene en cuenta la variación de densidad con la temperatura, y no considera el peso molecular del soluto.

Molalidad (m):

La molalidad es la cantidad de moles de soluto por kilogramo de solvente.

Ventajas: Independiente de la temperatura y la densidad.

Desventajas: No está relacionada con el volumen de la solución y no es tan conveniente en sistemas con cambios de temperatura significativos.

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):

- 1) De Molaridad a Molalidad: $m = M/d$, donde "m" es la molalidad, "M" es la molaridad y "d" es la densidad de la solución.
- 2) De Molalidad a Molaridad: $M = m/(1-(m/d))$
- 3) De Porcentaje en Masa a Molaridad o Molalidad: Se calcula la masa del soluto a partir del porcentaje en masa y luego se usa las fórmulas adecuadas para convertir a Molaridad o Molalidad.

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.

$$\text{Porcentaje en masa (\% masa)} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solución}}} \times 100$$

a) 5.5 g en 78.2

$$\% \text{ en masa} = \frac{5.5}{78.2} \times 100 \approx 7.03\%$$

b) 31.0 g de KCl en 152 de agua

$$\% \text{ en masa} = \frac{31}{152} \times 100 \approx 20.39\%$$

c) 4.5 en 29 de benceno

$$\% \text{ en masa} = \frac{4.5}{29} \times 100 \approx 15.52\%$$

12.16 Calcule la cantidad de agua (en gramos) que se debe agregar a: a) 5.00 g de urea $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ para preparar una disolución al 16.2% en masa y b) 26.2 g de MgCl_2 para preparar una disolución al 1.5% en masa.

$$a) \text{Masa total} = \frac{5}{0,162} \approx 30.86$$

$$m_{\text{agua}} = m_T - m_{\text{urea}}$$

$$= 30.86 - 5$$

$$= 25.86$$

$$b) \text{Masa total} = \frac{26,2}{0,015} \approx 1746.67$$

$$m_{\text{agua}} = m_T - m_{\text{MgCl}_2}$$

$$= 1746 - 26,2$$

$$= 1720,42$$

- 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.

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{Moles del soluto}}{\text{masa del solvente}}$$

$$a) \text{ Moles de sacarosa} = \frac{14,3}{342,3} \approx 0,0418$$

$$\text{Masa del solvente} = \frac{676g}{1000} = 0,676 \text{ kg}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{0,0418}{0,676} = 0,0619$$

$$b) \text{ Masa del solvente} = \frac{3546g}{1000} = 3,546 \text{ kg}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{7,2}{3,546 \text{ kg}} \approx 2,03$$

- 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) Molaridad = 2.50

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{Molaridad}}{\text{Densidad}}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{2.5}{1.080}$$

$$\text{Molalidad} = 0.00231 \text{ mol/kg}$$

b) masa de KBr = 48.2

$$\text{Masa de solvente} = 100 - 48.2 = 51.8 \text{ g}$$

$$\text{Masa de solvente} = 0.0518 \text{ kg}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{Moles}}{\text{Masa del solvente}}$$

$$\text{Moles} = \frac{48.2}{79} = 0.609$$

$$\text{Molalidad} = \frac{0.609}{0.0518} = 11.75$$

Efecto de la temperatura en la solubilidad: 1 pregunta

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 H₂O) de la sal?

$$m_{\text{sal}} = 3,2$$

$$m_{\text{agua}} = 9,1$$

$$M_T = m_{\text{sal}} + m_{\text{agua}} = 3,2 + 9,1 = 12,3$$

Calculo de la solubilidad:

$$\text{Solubilidad} = \frac{\text{Masa de sal disuelta}}{\text{masa de agua}} \times 100$$

$$\text{Solubilidad} = \frac{3,2}{9,1} \times 100 = 35,16 \text{ g/100g de H}_2\text{O}$$