

UNIVERSIDAD NACIONAL MAYOR DE SAN MARCOS

UNIVERSIDAD DEL PERÚ, Decana de América)



FACULTAD DE INGENIERÍA ELECTRÓNICA Y ELÉCTRICA

Balotario de preguntas

Asignatura: Química General

Sección: G7

Alumna: Gomez Guerrero Hilary Mirtha

Escuela Ingeniería Biomédica

Código: 23190120

Fuerzas intermoleculares

- 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?

Es la propiedad de las moléculas que mide su capacidad para experimentar una redistribución de la densidad electrónica en respuesta a un campo eléctrico externo. Es la facilidad con la que los electrones en una molécula pueden moverse o desplazarse cuando se someten a la influencia de un campo eléctrico.

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

El momento dipolar permanente es una propiedad intrínseca de una molécula que está asociada con su polaridad, mientras que el momento dipolar temporal es una respuesta temporal y reversible de una molécula no polar a condiciones externas, como campos eléctricos, sin que haya un cambio permanente en su estructura de carga.

- 11.7 Los compuestos Br_2 y ICl tienen el mismo número de electrones, pero el Br_2 se funde a -7.2°C y el ICl se funde a 27.2°C . ¿Por qué?

Los átomos de bromo están unidos por un enlace covalente no polar. Las moléculas de bromo son mantenidas juntas por fuerzas de dispersión de London (fuerzas de Van der Waals). Estas fuerzas son relativamente débiles en comparación con otros tipos de fuerzas intermoleculares. En el caso del yoduro de cloro es una molécula formada por un átomo de yodo (I) y un átomo de cloro (Cl), lo que resulta en una molécula polar. Las moléculas polares como el ICl experimentan fuerzas de dipolo-dipolo entre las moléculas. Estas fuerzas son un poco más fuertes que las fuerzas de dispersión de London.

- 11.8 Si viviera en Alaska, ¿cuál de los siguientes gases naturales almacenaría en un tanque a la intemperie durante el invierno: metano (CH_4), propano (C_3H_8) o butano (C_4H_{10})? Justifique su respuesta.

El clima en Alaska durante todo el año está entre los -2 grados hasta 17 grados centígrados.

Metano (CH_4):

Punto de Solidificación: -182 grados Celsius (-296 grados Fahrenheit)

Punto de Licuación: -161 grados Celsius (-257 grados Fahrenheit)

Propano (C_3H_8):

Punto de Solidificación: -189 grados Celsius (-308 grados Fahrenheit)

Punto de Licuación: -42 grados Celsius (-44 grados Fahrenheit)

Butano (C_4H_{10}):

Punto de Solidificación: -138 grados Celsius (-216 grados Fahrenheit)

Punto de Licuación: 0 grados Celsius (32 grados Fahrenheit)

A la intemperie, la sustancia almacenada sería el butano, ya que permanecería en estado líquido y no en forma de gas como las demás.

Propiedades de los líquidos

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

En un líquido, las partículas están en constante movimiento y ocupan posiciones que llenan prácticamente todos los espacios disponibles entre ellas, lo que limita la capacidad de comprimir el líquido. Es decir, no hay mucho espacio adicional entre las partículas para que se compriman más.

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 cantidad de energía necesaria para estirar o aumentar la superficie de un líquido por unidad de área. En un líquido, las moléculas o partículas en la superficie están unidas por fuerzas atractivas hacia el interior del líquido. Estas fuerzas tienden a mantener las moléculas en la superficie juntas y crear una "piel" en la superficie del líquido. A medida que aumenta la temperatura, las moléculas del líquido ganan energía cinética. Esta energía térmica hace que las moléculas se muevan más rápidamente y tengan más agitación. Cuanto mayor sea la temperatura, mayor será la energía térmica promedio de las moléculas.

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?

La forma de la navaja permite que parte de su volumen esté dispuesta de manera que desplace suficiente agua para generar una fuerza de flotación mayor que su peso, podría flotar.

11.28 ¿Por qué la viscosidad de un líquido disminuye con el aumento en su temperatura?

A temperaturas más altas, la energía cinética adicional permite que las moléculas superen con mayor facilidad las fuerzas intermoleculares que tienden a mantenerlas juntas en una estructura más ordenada. En un líquido, estas fuerzas intermoleculares, como las fuerzas de Van der Waals o los enlaces de hidrógeno, contribuyen a la viscosidad al dificultar el deslizamiento de las moléculas unas sobre otras. Con la energía cinética adicional, las moléculas pueden superar estas fuerzas con mayor facilidad y deslizarse más libremente, lo que reduce la resistencia al flujo.

Soluciones

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

La entropía es una medida del desorden en un sistema. En el caso de una disolución, cuando se mezclan dos sustancias, la entropía aumenta debido a la mayor aleatoriedad y desorden en la disposición de las moléculas en la mezcla. Esto se debe a que las moléculas del soluto se dispersan en el solvente, lo que da lugar a una mayor variedad de configuraciones moleculares.

12.8 Describa los factores que afectan la solubilidad de un sólido en un líquido. ¿Qué significa decir que dos líquidos son miscibles?

Significa que pueden mezclarse completamente en cualquier proporción y formar una solución homogénea. Los líquidos miscibles se disuelven uno en el otro de manera efectiva, y no se separan en capas distintas cuando se combinan.

12.9 ¿Por qué el naftaleno ($C_{10}H_8$) es más soluble en benceno que el CsF?

Las interacciones intermoleculares en el naftaleno son principalmente debidas a las fuerzas de Van der Waals entre las moléculas. Estas fuerzas son relativamente débiles pero presentes en todas las sustancias. El naftaleno es una sustancia apolar, ya que las diferencias en electronegatividad entre el carbono y el hidrógeno son pequeñas, y no hay enlaces polares significativos en su estructura. El benceno, siendo una sustancia apolar, es capaz de interactuar favorablemente con el naftaleno a través de las fuerzas de Van der Waals, lo que aumenta su solubilidad en benceno.

Mientras que el CsF no tiene una estructura molecular, por lo que sus partículas no tienen una estructura molecular que pueda interactuar con las moléculas de benceno. El benceno, siendo una sustancia apolar, no es capaz de disolver eficazmente iones Cs^+ y F^- debido a la naturaleza polar de los enlaces iónicos en el CsF.

12.10 Explique por qué el etanol (C_2H_5OH) no es soluble en ciclohexano (C_6H_{12}).

Debido a su polaridad, el etanol es una sustancia polar, lo que significa que tiene una distribución desigual de cargas en sus moléculas. Tiene un grupo hidroxilo ($-OH$) que le confiere polaridad. Por otro lado, el ciclohexano es una sustancia apolar; no contiene grupos funcionales polares y, por lo tanto, no tiene una carga neta.

Unidades de concentración

- 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.

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{Masa de la solución}} * 100\%$$

$$\text{a) } \% = \frac{5.50 \text{ g}}{78.2 \text{ g}} * 100\% = 7.033 \%$$

$$\text{b) } \% = \frac{31 \text{ g}}{183 \text{ g}} * 100\% = 16.94 \%$$

$$\text{c) } \% = \frac{4.5 \text{ g}}{33.5 \text{ g}} * 100\% = 13.43 \%$$

- 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.

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{Masa de la solución}} * 100\%$$

$$\begin{aligned} \text{a) } \frac{5 \text{ g}}{X} * 100\% &= 16.2 \% \\ X &= 30.864 \text{ g} \\ 30.864 \text{ g} - 5 \text{ g} &= 35.684 \text{ g} \end{aligned}$$

RPTA= La cantidad de agua necesaria es 35.684 g

$$\begin{aligned} \text{b) } \frac{26.2 \text{ g}}{X} * 100\% &= 1.5 \% \\ X &= 1746.67 \text{ g} \\ 1746.67 \text{ g} - 26.2 \text{ g} &= 1720.47 \text{ g} \end{aligned}$$

RPTA= La cantidad de agua necesaria es 1720.47 g

- 12.17 Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones: a) 14.3 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 676 g de agua, b) 7.20 moles de etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) en 3 546 g de agua.

Molalidad: moles del sto / masa del solvente (kg)

$$\begin{aligned} \text{a) Masa molar de sacarosa} &= 342 \\ \text{Molalidad} &= \frac{14.3}{342} = 0.646 \\ &0.646 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{b) Masa molar de etilenglicol} &= 62 \\ \text{Molalidad} &= \frac{7.20}{3.546} = 2.03 \\ &3.546 \end{aligned}$$

- 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.

Molalidad: moles del sto / masa del solvente (kg)

$$a) \quad 2.5 = \frac{n(\text{sto})}{V(\text{sol})}$$

$$V(\text{sol})$$

$$2.5 * V = \text{masa de Na Cl} / 58.5 \quad (\text{I})$$

$$1.08 = \frac{\text{masa (Na Cl + agua)}}{V(\text{sol}) * 1000}$$

$$V(\text{sol}) * 1000$$

$$1080 * V = \text{masa (Na Cl + agua)} \quad (\text{II})$$

$$\text{I} / \text{II}:$$

$$2.315 * 10^{-3} = \frac{\text{masa de Na Cl}}{\text{Masa (Na Cl + agua)} * 58.5}$$

$$0.135 * (\text{m. Na Cl} + \text{m. agua}) = \text{m. Na Cl}$$

$$\text{Masa de agua} = 0.865 * \text{masa de Na Cl}$$

$$\text{Masa de agua} = \frac{865}{1000} = \frac{173k}{200k}$$

$$\text{Masa de Na Cl} = 1000 - 173k = 827k$$

$$\text{Reemplazando en (I)}$$

$$V(\text{sol}) = 1.367k$$

$$2.5 = n(\text{sto}) / 1.367k$$

$$\text{Número de moles (sto)} = 3.4175k$$

$$\text{Molalidad} = 3.4175k / 173k * 10^{-3}$$

$$\text{Molalidad} = \mathbf{19.75 \text{ m}}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{14.3}{342} = 0.0418$$

$$0.0418$$

$$b) \quad \text{Masa del etilenglicol} = 48.2k$$

$$\text{Masa restante} = 51.8k$$

$$\text{Número de moles} = 48.3k / 118$$

$$\text{Molalidad} = \frac{48.3k / 118}{51.8k * 10^{-3}} = \mathbf{7.902 \text{ m}}$$

- 12.23 Calcule la molaridad y la molalidad de una disolución de NH₃ preparada con 30.0 g de NH₃ en 70.0 g de agua. La densidad de la disolución es de 0.982 g/mL.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}} = \frac{100g}{V(\text{sol})} = 0.982 \text{ g / mL}$$

$$V(\text{sol})$$

$$V(\text{sol}) = 101.833$$

$$\text{Molaridad: moles del soluto / volumen de la solución}$$

$$\text{Molaridad: } \frac{30}{17} = \mathbf{0.0173 \text{ M}}$$

$$101.833$$

$$\text{Molalidad: moles del sto / masa del solvente (kg)}$$

$$\text{Molalidad: } \frac{30}{70} = \mathbf{0.0252 \text{ m}}$$

$$70$$

- 12.24 La densidad de una disolución acuosa que contiene 10.0% en masa de etanol (C_2H_5OH) es de 0.984 g/mL.
 a) Calcule la molalidad de esta disolución. b) Calcule su molaridad. c) ¿Qué volumen de la disolución contendrá 0.125 moles de etanol?

10% de la masa = masa del etanol = K (kg)

90% de la masa = masa del agua = 9K (kg)

- a) Molalidad: moles del sto / masa del solvente (kg)

Masa molar del etanol: 46

Número de moles del etanol = $1000K / 46$

Molalidad: $\frac{1000K/46}{9K}$

Molalidad: 2.4155 m

- b) Molaridad: moles del soluto / volumen de la solución

Densidad = $\frac{\text{masa}}{\text{Volumen}} = \frac{1000K + 9000K}{V(\text{sol})} = 0.984 \text{ g / mL}$

$$\frac{10000K}{0.984} = V(\text{sol})$$

$$10162.6 K = V(\text{sol})$$

Molaridad: $\frac{1000K/46}{10162.6K} = 2.139 \times 10^{-3} M$

- c) $M \cdot V = M \cdot V$

$$0.125 \cdot V = 2.139 \times 10^{-3} \cdot 10162.6 K$$

Volumen de la disolución que contiene 0.125 moles de etanol = 173.0 K

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_2O) de la sal?

Si la disolución está saturada, entonces se ha disuelto la máxima cantidad de soluto.

100 ml de agua equivalen a 100 gramos de agua

Solubilidad: $\frac{\text{máxima masa del soluto que se puede disolver en 100 ml de agua}}{100 \text{ g de } H_2O}$

$$\frac{3.20 \text{ g}}{9.10} = 0.3517 = \frac{35.17}{100}$$

RPTA: La solubilidad de la sal es de 35.17 gramos por 100 gramos de H_2O

12.28 La solubilidad del KNO_3 es de 155 g por 100 g de agua a 75°C , y de 38.0 g a 25°C . ¿Cuál es la masa (en gramos) de KNO_3 que cristalizará al enfriar exactamente 100 g de esta disolución saturada de 75°C a 25°C ?

Solubilidad: máxima masa del soluto que se puede disolver en 100 ml de agua
100 g de H_2O

Disolución saturada a 75°C con 100g:

155k g = KNO_3 100k g = H_2O

255k g = 100g

0.392 g = k

155k g = KNO_3 = 60.76 g

100k g = H_2O = 39.2 g

Disolución saturada a 25°C con 100g:

100 ---- 38

39.2 --- x

14.896 = x

60.76 g - 14.896 g = 45.864

RPTA= 45.864 gramos de KNO_3 se cristalizarán