

LÍQUIDOS Y SOLUCIONES

1)FUERZAS INTERMOLECULARES

11.15 ¿De cuál miembro de cada uno de los siguientes pares de sustancias se esperaría que tuviera el punto de ebullición más alto? *a) O₂ y Cl₂, b) SO₂ y CO₂, c) HF y HI.*

(a) El cloro molecular (Cl₂) tiene una mayor cantidad de electrones en comparación con el oxígeno molecular (O₂), a pesar de que ambos son moléculas apolares, lo que resulta en fuerzas de dispersión más significativas en el caso del Cl₂.

(b) El dióxido de azufre (SO₂) es una molécula polar, (CO₂), que es apolar. Además de su polaridad, el SO₂ también posee una mayor cantidad de electrones en comparación con el CO₂, lo que conlleva a fuerzas de dispersión más fuertes.

(c) Aunque el yoduro de hidrógeno (HI) contiene más electrones y, en teoría, tendría fuerzas de dispersión más intensas, el fluoruro de hidrógeno (HF) es capaz de formar enlaces de hidrógeno, lo que lo distingue de manera significativa de HI.

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 (C₆H₆), b) CH₃Cl, c) PF₃, d) NaCl, e) CS₂.*

(a) Las moléculas de benceno (C₆H₆) son apolares, y únicamente experimentan fuerzas de dispersión.

(b) Las moléculas de cloroformo (CH₃Cl) son polares debido a la diferencia de electronegatividad, y experimentan fuerzas de dispersión y dipolo-dipolo.

(c) Las moléculas de trifluoruro de fósforo (PF₃) son polares y experimentan fuerzas de dispersión y dipolo-dipolo.

(d) El cloruro de sodio (NaCl) es un compuesto iónico y experimentará fuerzas ión-ión, además de fuerzas de dispersión.

(e) Las moléculas de disulfuro de carbono (CS₂) son apolares, y únicamente experimentan fuerzas de dispersión.

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 .

Para que una partícula pueda generar enlaces de hidrógeno con otra similar, debe poseer al menos un átomo de hidrógeno unido a N, O o F. Por ello, solo (e) CH_3COOH (ácido acético) presenta esta característica estructural.

11.18 ¿Qué tipo de fuerzas de atracción se deben superar para: a) fundir el hielo, b) hacer entrar en ebullición el bromo molecular, c) fundir el yodo sólido y d) disociar el F_2 en átomos de F?

(a) El H_2O posee enlaces O-H. Por lo tanto, las partículas de agua pueden generar enlaces de hidrógeno. Las fuerzas de atracción que deben vencerse son los enlaces de hidrógeno y las fuerzas de dispersión.

(b) Las partículas de bromo (Br_2) no son polares. Solo deben vencerse las fuerzas de dispersión.

(c) Las partículas de yodo (I_2) no son polares. Solo deben vencerse las fuerzas de dispersión.

(d) En este caso, debe romperse el enlace F-F. Esta es una fuerza intramolecular entre dos átomos de F, no una fuerza intermolecular entre moléculas F_2 . Las fuerzas de atracción del enlace covalente deben ser superadas.

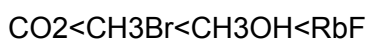
11.13 Organice los siguientes compuestos en orden creciente según su punto de ebullición: RbF , CO_2 , CH_3OH , CH_3Br . Justifique su respuesta.

El CO_2 es una molécula apolar. La única fuerza intermolecular presente es una fuerza de dispersión relativamente débil. Por lo tanto, el CO_2 tendrá el punto de ebullición más bajo.

CH_3Br es una molécula polar. Estarán presentes tanto las fuerzas de dispersión como las fuerzas dipolo-dipolo. Este compuesto tendrá el siguiente punto de ebullición más alto.

CH_3OH es polar y puede formar enlaces de hidrógeno, que son atracciones dipolo-dipolo especialmente fuertes. Las fuerzas de dispersión y los enlaces de hidrógeno están presentes, lo que le da a esta sustancia el siguiente punto de ebullición más alto.

RbF es un compuesto iónico, porque las atracciones ion-ion son mucho más fuertes que cualquier fuerza intermolecular. Por lo tanto, RbF tiene el punto de ebullición más alto.



2)PROPIEDADES DE LIQUIDOS

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

Los líquidos son prácticamente incompresibles debido a su estructura microscópica. En los líquidos, las moléculas están muy cerca unas de otras, con prácticamente ningún espacio vacío entre ellas. Cuando intentas comprimir un líquido, las nubes electrónicas de las moléculas se repelen entre sí, lo que resulta en colisiones casi elásticas. Esta repulsión electrónica aumenta con la compresión, lo que resulta en un aumento de la presión. Por lo tanto, los líquidos resisten la compresión mucho más que los gases

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

La **adhesión** es la atracción entre diferentes tipos de moléculas, como cuando el agua se adhiere a las paredes de un tubo de vidrio.

La **cohesión** es la atracción entre moléculas del mismo tipo, como las moléculas de agua que forman enlaces de hidrógeno entre sí, lo que resulta en una fuerte tensión superficial. Por otro lado, el mercurio tiene una cohesión muy fuerte en comparación con su adhesión a otras sustancias, lo que hace que las gotas de mercurio sean muy esféricas y que no se adhieran a las paredes de los recipientes.

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

Esto es debido a la tensión superficial del agua. La tensión superficial es el resultado de las fuerzas cohesivas entre las moléculas de agua, que crean una especie de "piel" en la superficie que resiste la fuerza externa de la gravedad. Sin embargo, si se agrega demasiada agua, el peso del agua superará la tensión superficial y el agua se derramará

11.31 ¿Cuál de los siguientes líquidos tiene mayor tensión superficial: etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) o éter dimetílico (CH_3OCH_3)?

Las moléculas de etanol pueden formar enlaces de hidrógeno fuertes entre sí, a diferencia del dimetil éter. Esto resulta en una mayor tensión superficial en el etanol debido a las fuertes fuerzas intermoleculares, es decir, los enlaces de hidrógeno. Aunque el etanol y el dimetil éter tienen la misma masa molar y fórmula molecular, las fuerzas de dispersión resultantes son iguales.

3)SOLUCIONES

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

El CsF es un sólido iónico con fuertes atracciones ion-ion que no pueden ser superadas durante la disolución en benceno. La interacción dipolar inducida por iones es demasiado débil para estabilizar el ion. Por otro lado, las moléculas de naftaleno forman un sólido molecular con fuerzas de dispersión débiles entre partículas. Estas mismas fuerzas están presentes en el benceno líquido, lo que permite que el naftaleno se disuelva fácilmente. Esto se debe al principio de que “lo semejante disuelve a lo semejante”.

12.11 Acomode los siguientes compuestos en orden creciente de solubilidad en agua: O_2 , LiCl, Br_2 , metanol (CH_3OH).

El orden de solubilidad creciente es: $O_2 < Br_2 < LiCl < CH_3OH$.

El metanol (CH_3OH) es miscible con agua debido a los fuertes enlaces de hidrógeno. LiCl, un sólido iónico, es muy soluble debido a la alta polaridad de las moléculas de agua. Tanto el oxígeno (O_2) como el bromo (Br_2) son apolares y sólo ejercen fuerzas de dispersión débiles. Sin embargo, el bromo, al ser una molécula más grande, es más polarizable y susceptible a las atracciones dipolares inducidas por dipolos.

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

Esto es debido a la naturaleza de las interacciones moleculares. Cuando se agrega un soluto a un solvente, se está añadiendo un compuesto a un líquido puro en la mayoría de los casos. La adición de este segundo compuesto causa que la cantidad de desorden aumente ya que las partículas ahora están más aleatoriamente dispuestas. Además, la disolución del soluto hace que ocupe los espacios vacíos entre las moléculas del solvente. Por lo tanto, el proceso de disolución aumenta la entropía del sistema.

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

Los factores que afectan la solubilidad de un sólido en un líquido incluyen la temperatura, la polaridad y la presión. Generalmente, la solubilidad aumenta con la temperatura. La polaridad también es crucial; los solutos tienden a disolverse mejor en solventes con una polaridad similar. En el caso de los gases, la presión también afecta la solubilidad. Por otro lado, decir que dos líquidos son miscibles significa que pueden mezclarse en todas las proporciones para formar una mezcla homogénea. Esto se debe a que las moléculas de

ambos líquidos pueden interactuar entre sí. Si dos líquidos tienen polaridades similares, formarán una solución homogénea.

4) 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.

Handwritten calculations for problem 12.15:

a) $\frac{5,50 \text{ g NaBr}}{78,2 \text{ g sol}} \times 100 \% = 7,033 \%$

b) $\frac{31,0 \text{ g KCl}}{183 \text{ g sol}} \times 100 \% = 16,93 \%$

c) $\frac{4,5 \text{ g Tolueno}}{33,5 \text{ g sol}} \times 100 \% = 13,43 \%$

- 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.

$$(12,18) \quad m_0 = \frac{1510}{\text{kg de Ste}}$$

$$\cdot \overset{23 \ 35}{M_{\text{NaCl}}} = 58$$

$$(a) \quad 1000 \text{ mL} \times \frac{1,08 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 1080 \text{ g} \quad \left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\} (-) = 0,935 \text{ kg} \text{ masa del agua}$$

$$2,5 \text{ mol NaCl} \times \frac{58 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 145$$

$$m = \frac{2,5 \text{ mol NaCl}}{0,935 \text{ kg H}_2\text{O}} = 2,67$$

$$(b) \quad 48,2 \text{ g KBr} \quad 51,8 \text{ g H}_2\text{O} \quad \cdot \overset{39 \ 80}{M_{\text{KBr}}} = 119$$

$$* 48,2 \text{ g KBr} \times \frac{1 \text{ mol KBr}}{119 \text{ g KBr}} = 0,405 \text{ mol KBr}$$

$$51,8 \text{ g H}_2\text{O} \sim \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 0,0518 \text{ kg H}_2\text{O}$$

$$m = \frac{0,405 \text{ mol KBr}}{0,0518 \text{ kg H}_2\text{O}} = 7,82$$

12.21 El contenido de alcohol de un licor se expresa en términos de la "prueba", que se define como el doble del porcentaje en volumen de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) presente. Calcule el número de gramos de alcohol presente en 1.00 L de ginebra "prueba 75". La densidad del etanol es de 0.798 g/mL.

$$(12,21) \quad 1,00 \text{ L} \times \left(\frac{75}{2} \right) \% = 0,38 \text{ L}$$

$$\text{Masa del Etanol} = 3,8 \times 10^2 \text{ mL} \times \frac{0,798 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 3,0 \times 10^2 \text{ g}$$

- 12.23 Calcule la molaridad y la molalidad de una disolución de NH_3 preparada con 30.0 g de NH_3 en 70.0 g de agua. La densidad de la disolución es de 0.982 g/mL.

12.23 $M_{\text{NH}_3} = 17$

$$\text{mol NH}_3 = 30 \text{ g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol}}{17 \text{ g NH}_3} = 1.764 \text{ mol}$$
$$100 \text{ g sol} \times \frac{1 \text{ mL}}{0.982 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.102 \text{ L}$$

$M = \frac{n_{\text{STO}}}{V_{\text{sol}}}$

$m = \frac{n_{\text{STO}}}{\text{kg de STe}}$

$$M = \frac{1.764 \text{ mol}}{0.102 \text{ L sol}} = 17.29$$
$$m = \frac{1.764 \text{ mol}}{0.0700 \text{ kg H}_2\text{O}} = 25.2$$

- 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.

$$\text{a) } n_{\text{sacarosa}} = \frac{14,3 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0,0418$$

$$M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 342$$

$$m = \frac{0,0418 n_{\text{sacarosa}}}{0,676 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0,0618$$

$$\text{b) } m = \frac{7,20 \text{ g}}{3,546 \text{ kg H}_2\text{O}} = 2,03$$

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

Para convertir entre molaridad, molalidad y porcentaje en masa, se pueden seguir los siguientes pasos

1. Comenzar con la molaridad (moles/L). Para convertir a molalidad, necesitaríamos un volumen o densidad para poder convertir los litros en kilogramos.
2. El porcentaje en masa se calcula como la masa del soluto dividida por la masa de la solución total, multiplicada por 100.

Por lo tanto, para realizar estas conversiones, necesitamos conocer la cantidad de soluto y solvente (en moles y en masa), así como el volumen de la solución.

5) EFECTO DE LA TEMPERATURA DE 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 H₂O) de la sal?

$$\text{12.27} \quad \frac{3,20 \text{ g sal}}{9,10 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100 \text{ g H}_2\text{O} = 35,2 \text{ g sal}$$