

“Año de la unidad, la paz y el desarrollo”

UNIVERSIDAD NACIONAL MAYOR DE SAN MARCOS

(Universidad del Perú, Decana de América)

FACULTAD DE INGENIERÍA ELECTRÓNICA Y ELÉCTRICA



CURSO:

QUÍMICA

TEMA:

RESOLUCIÓN DEL BALOTARIO DE PREGUNTAS

DOCENTE:

JESUS ANTONIO ALVARADO HUAYHUAZ

ALUMNO:

Vera Vidal Victor Antero

Lima, Perú 2023

RESOLUCIÓN DEL BALOTARIO DE PREGUNTAS

FUERZAS INTERMOLECULARES

11.1) Ejemplos de tipos de fuerzas intermoleculares:

- a) Interacción dipolo-dipolo: Un ejemplo es la interacción entre dos moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl) en estado líquido. La molécula de HCl tiene un dipolo debido a la diferencia de electronegatividad entre el hidrógeno y el cloro.
- b) Interacción dipolo-dipolo inducido: Un ejemplo es la interacción entre dos moléculas de flúor (F₂) en estado gaseoso. Aunque el F₂ es una molécula no polar, cuando se acercan, los electrones se redistribuyen temporalmente, creando un dipolo inducido.
- c) Interacción ion-dipolo: Un ejemplo es la interacción entre iones de sodio (Na⁺) y moléculas de agua (H₂O) en una solución acuosa. Los iones atraen las moléculas de agua, formando solvatación.
- d) Fuerzas de dispersión: Un ejemplo es la interacción entre moléculas de nitrógeno (N₂) en estado gaseoso. Estas fuerzas se deben a fluctuaciones temporales en la distribución electrónica.
- e) Fuerzas de van der Waals: Las fuerzas de van der Waals engloban todas las fuerzas intermoleculares, incluyendo las mencionadas arriba, por lo que los ejemplos anteriores también son ejemplos de fuerzas de van der Waals.

11.2) Polarizabilidad y moléculas polarizables:

La polarizabilidad es la capacidad de una molécula para deformar su nube electrónica en respuesta a la influencia de un campo eléctrico externo. Las moléculas que tienen electrones más alejados de los núcleos y una mayor superficie son generalmente más polarizables. Las moléculas grandes y no simétricas tienden a ser muy polarizables. La polarizabilidad está relacionada con las fuerzas intermoleculares, ya que moléculas altamente polarizables pueden experimentar fuerzas de dispersión más intensas debido a las fluctuaciones temporales en la densidad electrónica.

11.3) Diferencia entre momento dipolar temporal y permanente:

Momento dipolar permanente:

Este se refiere al momento dipolar intrínseco que una molécula tiene debido a la asimetría en su distribución de cargas. Por ejemplo, en una molécula de agua (H₂O), el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno, lo que resulta en un momento dipolar permanente debido a la polaridad de los enlaces.

Momento dipolar temporal:

Este se refiere al momento dipolar que puede surgir en una molécula no polar o en una región no polar de una molécula debido a fluctuaciones temporales en la distribución de electrones. Este momento dipolar es transitorio y se relaciona con las fuerzas de dispersión o van der Waals.

11.4) Evidencia de fuerzas de atracción entre átomos y moléculas:

Punto de ebullición y fusión: Las sustancias con puntos de ebullición y fusión más altos tienen fuerzas intermoleculares más fuertes.

Capilaridad: El ascenso del agua en un tubo capilar se debe a las fuerzas de cohesión entre las moléculas de agua.

Tensión superficial: La formación de una capa superficial en un líquido se debe a las fuerzas de cohesión entre las moléculas en la superficie.

Solubilidad: La solubilidad de una sustancia en un solvente está relacionada con las fuerzas de atracción entre las moléculas de soluto y solvente.

11.5) Propiedades físicas para comparar fuerzas intermoleculares en sólidos y líquidos:

Punto de ebullición y fusión: Los sólidos suelen tener puntos de fusión y ebullición más altos debido a las fuerzas intermoleculares más fuertes que mantienen a las partículas en una estructura sólida.

Densidad: Los sólidos tienden a ser más densos que los líquidos debido a la mayor proximidad de partículas en un estado sólido.

Viscosidad: Los líquidos con fuerzas intermoleculares más fuertes suelen tener una mayor viscosidad, ya que las moléculas están más "atrapadas" unas a otras.

PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS

11.21) Incompresibilidad de los líquidos:

Los líquidos son prácticamente incompresibles en comparación con los gases debido a la cercanía de las partículas y las fuerzas intermoleculares que actúan en ellos. En los líquidos, las partículas están lo suficientemente cerca unas de otras como para que las fuerzas de repulsión entre ellas eviten que se compriman significativamente. Por otro lado, en los gases, las partículas están más separadas y las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles, lo que permite una mayor compresión.

11.22) Tensión superficial:

La tensión superficial es una propiedad de la superficie de un líquido que se debe a la cohesión de las moléculas en la superficie. En la superficie de un líquido, las moléculas están sujetas a fuerzas de atracción desde todas las direcciones, excepto desde arriba (hacia el interior del líquido). Esto resulta en una capa "tensa" en la superficie que tiende a minimizar su área superficial. La tensión superficial está relacionada con las fuerzas intermoleculares, ya que fuerzas de cohesión más fuertes entre las moléculas del líquido resultan en una tensión superficial más alta. La tensión superficial disminuye con el aumento de la temperatura.

11.23) Flotación de una navaja de acero inoxidable en agua:

Aunque el acero inoxidable es más denso que el agua, una navaja de afeitar de acero inoxidable puede flotar debido a su forma y la propiedad de la flotación. La forma de la navaja está diseñada de tal manera que atrapa aire en su superficie, lo que reduce la densidad aparente del conjunto de la navaja y el aire atrapado en ella. La densidad aparente disminuye lo suficiente como para permitir la flotación.

11.24) Adhesión y cohesión con ejemplos de agua y mercurio:

- a. Adhesión: La adhesión se refiere a la atracción de las moléculas de un líquido por las moléculas de otro material. Un ejemplo es el agua mojando una superficie sólida. El agua es atraída hacia la superficie sólida debido a las fuerzas adhesivas entre las moléculas de agua y las moléculas del sólido.
- b. Cohesión: La cohesión se refiere a la atracción entre las moléculas del mismo líquido. Un ejemplo es el agua formando gotas. Las moléculas de agua se atraen entre sí debido a las fuerzas de cohesión, lo que les permite mantenerse juntas en una gota.

SOLUCIONES

12.3) Proceso de disolución a nivel molecular:

El proceso de disolución a nivel molecular implica la separación de las partículas del soluto (sólido) y su incorporación en el solvente (líquido). Esto ocurre debido a la ruptura de las fuerzas intermoleculares en el soluto y la formación de nuevas interacciones con el solvente. Por ejemplo, al disolver sal (NaCl) en agua, los enlaces iónicos en el NaCl se rompen y los iones Na^+ y Cl^- son rodeados y solvatados por moléculas de agua debido a las fuerzas ion-dipolo.

12.4) "Lo semejante disuelve lo semejante":

Este principio se refiere a que sustancias con propiedades químicas y fuerzas intermoleculares similares tienen una mayor afinidad entre sí en una disolución. Por ejemplo, sustancias polares tienden a disolverse en solventes polares, y sustancias no polares tienden a disolverse en solventes no polares debido a las fuerzas intermoleculares compatibles.

12.5) Solvatación:

La solvatación es el proceso en el cual las moléculas del solvente rodean y dispersan las partículas del soluto (iones o moléculas) en una disolución. Los factores que influyen en el grado de solvatación incluyen la polaridad del solvente y el soluto, la temperatura y la presión. Ejemplos de solvatación incluyen:

- a. Interacción ion-dipolo: Cuando un ion como el cloruro (Cl^-) se disuelve en agua, las moléculas de agua lo rodean y estabilizan debido a sus cargas opuestas.
- b. Fuerzas de dispersión: Cuando una molécula no polar como el benceno se disuelve en un solvente no polar, las fuerzas de dispersión entre las moléculas del benceno y el solvente permiten la solvatación.

12.6) Diferencia entre disoluciones endotérmicas y exotérmicas:

Los procesos de disolución endotérmicos absorben energía y ocurren a temperaturas más bajas. Esto se debe a que, al romper las fuerzas intermoleculares en el soluto y solvente, se requiere una entrada neta de energía para superar estas fuerzas y permitir la mezcla. En contraste, los procesos de disolución exotérmicos liberan energía y ocurren a temperaturas más altas. La formación de nuevas fuerzas intermoleculares entre el soluto y el solvente libera más energía de la que se gasta para romper las fuerzas intermoleculares en el soluto, lo que resulta en una liberación neta de energía durante la disolución.

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

12.13) Definiciones y unidades de concentración:

- a. Porcentaje en masa: Representa la masa del soluto en relación con la masa total de la disolución. Sus unidades son $\text{g de soluto} / \text{g de disolución} \times 100\%$.
- b. Fracción molar: Indica la fracción de moles de un componente en relación con el número total de moles en la disolución. No tiene unidades, ya que es una relación de moles a moles.
- c. Molaridad: Expresa la cantidad de moles de soluto por litro de solución. Sus unidades son moles/L.
- d. Molalidad: Indica la cantidad de moles de soluto por kilogramo de solvente. Sus unidades son moles/kg.
- e. Ventajas y desventajas:
- f. La molaridad es fácil de medir y se utiliza en reacciones químicas directamente. Sin embargo, varía con la temperatura debido a la expansión térmica del solvente.
- g. La molalidad es útil cuando se trabaja con soluciones a temperaturas variables y no depende de la temperatura. Pero no se usa tan comúnmente en cálculos estequiométricos como la molaridad.
- h. El porcentaje en masa y la fracción molar son útiles para entender la composición de una solución, pero no proporcionan información directa sobre la cantidad de sustancia en moles.

12.14) Conversión entre molaridad, molalidad y porcentaje en masa:

- i. Para convertir de molaridad (M) a molalidad (m), se necesita conocer la densidad del solvente para determinar la masa del solvente. Luego, se usa la fórmula $m = (\text{Moles de soluto}) / (\text{Masa de solvente en kg})$.
- j. Para convertir de molalidad (m) a molaridad (M), se necesita conocer la densidad del solvente para determinar el volumen del solvente en litros. Luego, se usa la fórmula $M = (\text{Moles de soluto}) / (\text{Volumen de solvente en L})$.
- k. Para convertir de porcentaje en masa a molaridad o molalidad, primero se debe determinar la masa del soluto y la masa del solvente, y luego calcular los moles de soluto y la masa de solvente en kg. Luego, se aplican las fórmulas correspondientes.

12.15) Cálculo del porcentaje en masa de soluto:

- a) Porcentaje en masa de NaBr = $(\text{Masa de NaBr} / \text{Masa de disolución}) * 100\% = (5.50 \text{ g} / 78.2 \text{ g}) * 100\% = 7.04\%$
- b) Porcentaje en masa de KCl = $(\text{Masa de KCl} / \text{Masa de agua} + \text{Masa de KCl}) * 100\% = (31.0 \text{ g} / (152 \text{ g} + 31.0 \text{ g})) * 100\% = 16.95\%$
- c) Porcentaje en masa de tolueno = $(4.5 \text{ g} / 29 \text{ g}) * 100\% = 15.52\%$

12.16) Cálculo de la cantidad de agua a agregar:

- a) Masa de agua = $(\text{Masa de urea} / \text{Porcentaje en masa deseado}) - \text{Masa de urea} = ((5.00 \text{ g}) / 16.2\%) - 5.00 \text{ g} = 30.86 \text{ g de agua}$.
- b) Masa de agua = $(\text{Masa de MgCl}_2 / \text{Porcentaje en masa deseado}) - \text{Masa de MgCl}_2 = ((26.2 \text{ g}) / 1.5\%) - 26.2 \text{ g} = 1,747.33 \text{ g de agua}$.

12.17) Cálculo de la molalidad:

- a) Molalidad de sacarosa = $(\text{Moles de sacarosa}) / (\text{Masa de agua en kg}) = (14.3 \text{ g} / 342.3 \text{ g/mol}) / (676 \text{ g} / 1000 \text{ g/kg}) = 0.124 \text{ mol/kg}$.
- b) Molalidad de etilenglicol = $(\text{Moles de etilenglicol}) / (\text{Masa de agua en kg}) = (7.20 \text{ moles} / 62.07 \text{ g/mol}) / (3546 \text{ g} / 1000 \text{ g/kg}) = 0.202 \text{ mol/kg}$.

12.23) Cálculo de la molaridad y molalidad de la disolución:

Molaridad (M):

Moles de $\text{NH}_3 = 30.0 \text{ g} / 17.03 \text{ g/mol} = 1.76 \text{ moles}$.

Volumen de la disolución = $100.0 \text{ g} / 0.982 \text{ g/mL} = 0.10186 \text{ L}$.

Molaridad (M) = $1.76 \text{ moles} / 0.10186 \text{ L} = 17.27 \text{ M}$.

Molalidad (m):

Moles de $\text{NH}_3 = 30.0 \text{ g} / 17.03 \text{ g/mol} = 1.76 \text{ moles}$.

Masa de agua en kg = $70.0 \text{ g} / 1000 = 0.0700 \text{ kg}$.

Molalidad (m) = $1.76 \text{ moles} / 0.0700 \text{ kg} = 25.14 \text{ m}$.

EFFECTO DE LA TEMPERATURA DE LA SOLUBILIDAD**12.27) Solubilidad de la sal:**

Masa de sal disuelta = $12.30 \text{ g} - 9.10 \text{ g} = 3.20 \text{ g}$

Solubilidad (g/100g) = $(3.20 \text{ g} / 9.10 \text{ g}) * 100\% = 35.16 \text{ g/100g}$