



Universidad Nacional Mayor de San Marcos  
**F I E E**

## LIQUIDOS Y SOLUCIONES

Nombre: Garcia Castillejo, Matias

EAP: Ingeniería de Telecomunicaciones

Curso: Química General

Sección: G7

Profesor: Jesús Alvarado Huayhuaz

### FUERZAS INTERMOLECULARES:

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

La principal diferencia entre un momento dipolar temporal y un momento dipolar permanente radica en su duración y origen. El momento dipolar temporal es fluctuante y se origina por el movimiento de los electrones, mientras que el momento dipolar permanente es constante y se debe a la diferencia de electronegatividad entre los átomos en una molécula. Ambos tipos de momentos dipolares están involucrados en las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las sustancias.

#### **11.4.- Mencione alguna evidencia de que todos los átomos y moléculas ejercen entre sí fuerzas de atracción.**

La existencia de líquidos y sólidos es una evidencia de que todos los átomos y moléculas ejercen entre sí fuerzas de atracción. Los gases pueden ser comprimidos y expandirse para llenar cualquier contenedor, lo que sugiere que las moléculas de gas no están unidas entre sí. Sin embargo, cuando se enfrían, los gases se condensan en líquidos y, a temperaturas aún más bajas, se solidifican.

La capilaridad es la capacidad de un líquido para ascender o descender en un tubo capilar (como un tubo delgado de vidrio) en contra de la gravedad. Esto se debe a las fuerzas de atracción intermoleculares entre las moléculas del líquido y las paredes del tubo capilar, lo que causa ascenso o descenso en función de la relación entre las fuerzas cohesivas (entre las moléculas del líquido) y las fuerzas adhesivas (entre las moléculas del líquido y las del tubo).

### **11.5.- ¿Qué propiedades físicas se deberían considerar al comparar la intensidad de las fuerzas intermoleculares en los sólidos y los líquidos?**

Se deben considerar muchas, empezando por el Punto de ebullición y fusión, también la DENSIDAD. Al comparar sólidos y líquidos, se puede observar si el sólido es más denso que el líquido, lo que indicaría una mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares en el sólido. Se puede mencionar también la VISCOSIDAD, la SOLUBILIDAD y la ESTRUCTURA CRISTALINA.

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

El hidrógeno es único en este tipo de interacción debido a su baja masa y tamaño, lo que le permite acercarse a otros átomos electronegativos a distancias cortas. Además, el hidrógeno solo tiene un electrón, lo que lo hace altamente polarizable y capaz de formar enlaces de hidrógeno con mayor facilidad.

### **11.8.- Si viviera en Alaska, ¿cuál de los siguientes gases naturales almacenaría en un tanque a la intemperie durante el invierno: metano ( $\text{CH}_4$ ), ¿propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) o butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ )? Justifique su respuesta.**

Sería el metano ( $\text{CH}_4$ ). Esto se debe a que el metano tiene fuerzas intermoleculares más débiles en comparación con el propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) y el butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ), lo que resulta en un punto de ebullición y punto de fusión más bajos. El metano es un gas a temperatura ambiente y presión atmosférica, y su punto de ebullición es de  $-161.5^\circ\text{C}$ , mientras que el punto de fusión es de  $-182.5^\circ\text{C}$ . Por lo tanto, es posible almacenar metano en un tanque a la intemperie durante el invierno en Alaska sin que se congele o solidifique. En cambio, el propano y el butano son líquidos a temperatura ambiente y presión atmosférica, y tienen puntos de ebullición y fusión más altos que el metano. Almacenar propano o butano en un tanque a la intemperie durante el invierno en Alaska resultaría en la congelación o solidificación del gas, lo que dificultaría su uso.

## **PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS:**

### **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?**

Esto se debe a la tensión superficial, esta es la fuerza que mantiene unidos a los líquidos en su superficie y se debe a la atracción entre las moléculas del líquido. En el caso del agua, las moléculas de agua se atraen entre sí debido a los enlaces de hidrógeno, lo que resulta en una alta tensión superficial. Cuando se coloca una navaja de afeitar de acero inoxidable en la superficie del agua, la tensión superficial del agua es suficiente para soportar el peso de la navaja, a pesar de que el acero inoxidable es más denso que el agua.

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

La cohesión se refiere a la atracción que tienen las moléculas por otras de su mismo tipo. En el caso del agua, las moléculas de agua tienen fuerzas cohesivas fuertes gracias a su habilidad para formar puentes de hidrógeno entre ellas. Esto hace que las moléculas de agua se mantengan unidas y formen una gota. El mercurio, por otro lado, tiene una alta cohesión debido a que las fuerzas intermoleculares son más fuertes que las fuerzas de adhesión al vidrio. Esto hace que el mercurio no se extienda para cubrir la superficie del vidrio y exhiba un menisco.

La adhesión se refiere a la atracción que tienen las moléculas de un tipo por moléculas de otro tipo. En el caso del agua, las fuerzas de adhesión entre las moléculas de agua y las paredes de un tubo de vidrio son más fuertes que las fuerzas cohesivas. Esto hace que el agua se eleve sobre las paredes del tubo y contribuya a la acción capilar. En el caso del mercurio, las fuerzas de adhesión son más débiles que las fuerzas cohesivas, lo que hace que el mercurio no moje el vidrio y no se eleve sobre las paredes del tubo.

### **11.29.- ¿Por qué el hielo es menos denso que el agua?**

Esto se debe a que, a medida que el agua se enfría, las moléculas se mueven más lentamente y los puentes de hidrógeno se forman y rompen con mayor frecuencia. Esta dinámica de los puentes de hidrógeno hace que la estructura del hielo sea menos compacta y, por lo tanto, menos denso que el agua líquida. Se puede decir entonces que la estructura cristalina y la dinámica de los puentes de hidrógeno en el hielo son las responsables de su menor densidad en comparación con el agua líquida.

### **11.31.- ¿Cuál de los siguientes líquidos tiene mayor tensión superficial: etanol ( $C_2H_5OH$ ) o éter dimetílico ( $CH_3OCH_3$ )?**

El etanol ( $C_2H_5OH$ ) es una molécula más grande y polar en comparación con el éter dimetílico ( $CH_3OCH_3$ ). El etanol contiene un grupo hidroxilo ( $-OH$ ) que hace que la molécula sea polar, lo que resulta en fuerzas de atracción más fuertes entre las moléculas en la superficie. El éter dimetílico, por otro lado, no tiene grupos funcionales polares y sus moléculas son más pequeñas. Aunque es debatible cual tiene mayor tensión entre ambos, se puede decir que el etanol tenga una mayor tensión superficial.

## **SOLUCIONES:**

### **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 de formación de interacciones entre moléculas de un disolvente con moléculas o iones de un soluto. Los factores que influyen en el grado de solvatación son la Polaridad del solvente, el tamaño y forma del soluto, la temperatura y la presión.

Para la interacción ion-dipolo es cuando un compuesto iónico como el cloruro de sodio se introduce en agua, las moléculas de agua que son polares se auto orientan con relación a los iones de la superficie del cristal de cloruro de sodio. La fuerza de atracción entre las moléculas de agua y los iones superficiales del cloruro de sodio es suficientemente intensa para causar que los iones abandonen sus posiciones en el cristal y que se muevan a situarse entre moléculas de agua, a tal proceso se le llama solvatación de ambos iones.

Para las fuerzas de dispersión la disolución de gasolina en agua. La gasolina es una mezcla de hidrocarburos no polares, mientras que el agua es un solvente polar. A pesar de que la gasolina y el agua son inmiscibles, la gasolina se puede disolver en pequeñas cantidades en el agua debido a la solvatación de las moléculas de hidrocarburos por las moléculas de agua.

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

El naftaleno ( $C_{10}H_8$ ) es más soluble en benceno que el  $CsF$  debido a las diferencias en las fuerzas intermoleculares y en la naturaleza de las sustancias involucradas.

Cuando el naftaleno se disuelve en benceno, las moléculas no polares del naftaleno interactúan con las moléculas de benceno a través de fuerzas de dispersión, lo que permite que el naftaleno se disuelva con facilidad. Por otro lado, el  $CsF$  no puede disolverse en benceno debido a la fuerte atracción entre los iones  $Cs^+$  y  $F^-$ , que no puede ser superada por las fuerzas de dispersión presentes en el benceno.

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

El ciclohexano es un hidrocarburo cíclico, mientras que el etanol es un compuesto orgánico con un grupo hidroxilo ( $-OH$ ) unido a una cadena de carbono. Estas diferencias estructurales dan lugar a diferencias en la polaridad y la capacidad de formar enlaces de hidrógeno entre las dos sustancias. La incompatibilidad de la solubilidad entre el etanol y el ciclohexano se debe a las diferencias en sus propiedades físicas y químicas, específicamente a la polaridad y a la capacidad de formar enlaces de hidrógeno.

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

Acomodado de menor a mayor:

$O_2 < BO < \text{metanol } (CH_3OH) < LiCl$

**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.

12.16.- Calcule la cantidad de agua (en gramos) que se debe agregar a: a) 5-(1) g de urea ( $(NH_2)_2CO$ ) para preparar una disolución al 16.2% en masa y b) 26.2 g de  $MgCl_2$  para preparar una disolución al 1 en masa.

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.

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 1 en masa.

12.19.- Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones acuosas: a) disolución de azúcar ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) 1.22 M (densidad de la disolución = 1.12 g/mL), b) disolución de  $NaOH$  0.87 M (densidad de la disolución = 1.04 g/mL), c) disolución de  $NaHCO_3$  5.24 M (densidad de la disolución = 1.19 g/mL).

12.22.- El ácido sulfúrico concentrado que se utiliza en el laboratorio es  $H_2SO_4$  al 98.0% en masa. Calcule la molalidad y la molaridad de la disolución ácida. La densidad de la disolución es de 1.83 g/mL.

12.15  $\% \text{ en masa} \Rightarrow \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la disolución}} \cdot 100\%$

$\% \text{ en masa} \Rightarrow \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa del soluto} + \text{masa del disolvente}} \cdot 100\%$

a)  $\frac{5,50 \text{ g NaBr}}{78,2 \text{ g}} \cdot 100\% \Rightarrow 7,05\%$

b)  $\frac{31,0 \text{ g KCl}}{350 \text{ g KCl} + 152 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot 100\% \Rightarrow 16,9\%$

c)  $\frac{4,5 \text{ g Tolueno}}{4,5 \text{ g Tolueno} + 29 \text{ g Benceno}} \cdot 100\% \Rightarrow 13,4\%$

12.16. Solute:  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$   
Solvent:  $\text{H}_2\text{O}$

a)  $\% \text{ masa} = \% \text{ m/m} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{sln}}} \cdot 100\%$

$16,2 = \frac{55}{m_{\text{sln}}} \cdot 100$

$m_{\text{sln}} = 30,86 \text{ g}$

$\text{masa solvente} = 30,86 \text{ g} - 5 \text{ g} \Rightarrow 25,86 \text{ g}$

$25,86 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ g}} = 25,86 \text{ mL}$

b)  $1,5 = \frac{26,2 \text{ g MgCl}_2}{m_{\text{sln}}} \cdot 100\%$

$m_{\text{sln}} = 1746,7 \text{ g}$

$m_{\text{sln}} = 1746,7 \text{ g} - 26,2 \text{ g}$   
 $= 1720,5 \text{ g}$

$1720,5 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ g}}$

$= 1720 \text{ mL}$



12, 17

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

a)

masa de sacarosa  
a moles

$$\left. \begin{array}{l} C = 12 \cdot 12 \\ H = 1 \cdot 22 \\ O = 16 \cdot 11 \end{array} \right\} 342,3 \text{ g/mol}$$

$$\text{Moles de Sacarosa} = \frac{14,3 \text{ g}}{342,3 \text{ g/mol}} = 0,0417 \text{ mol}$$

$$\text{masa de agua} \rightarrow 676 \text{ g} \rightarrow 0,676 \text{ Kg}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{0,0417 \text{ mol}}{0,676 \text{ Kg}} \rightarrow 0,0617 \text{ m}$$

b)

$$\text{moles} \rightarrow 7,20 \text{ moles}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{7,20 \text{ mol}}{3,546 \text{ Kg}} = 2,03 \text{ m}$$

$$\text{m. de agua} \rightarrow 3546 \text{ g} \rightarrow 3,546 \text{ Kg}$$

12, 18

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

a)

$$\text{Molalidad NaCl} = 2,50 \text{ M}$$

$$\text{densidad} = 1,08 \text{ g/ml} \rightarrow 1 \text{ L} \cdot 1,08 \text{ g/ml} \rightarrow 1080 \text{ g}$$

$$N = 23$$

$$Cl = 35$$

$$2,50 \text{ mol/L} \cdot 58,44 \text{ g/mol} = 146,1 \text{ g}$$

- La masa de agua en 1L  
de disolución

$$= 1080 \text{ g} - 146,1 \text{ g} \rightarrow 933,9 \text{ g}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{2,50 \text{ mol}}{0,9339 \text{ Kg}} \rightarrow 2,68 \text{ m}$$



b) % a Dilución 100g

$$KBr = 48,2\%$$

~~100g~~ masa agua =  $100g - 48,2g = 51,8g$

$$48,2 = \frac{48,2g}{m_{sl}} \cdot 100$$

$$m_{sl} = 48,2g \quad \rightarrow \quad 48,2 \cdot \frac{1}{100} \rightarrow 0,405$$

$$\text{molaridad} = \frac{0,405}{0,05184g} = 7,91m$$

12.19 molaridad = 1,22 M

a) densidad =  $1,12g/ml \rightarrow 1L \cdot 1,12g/ml = 1120g$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$1,22M = \frac{m}{342,3g} \rightarrow m = 416,8g$$

$C_{12}H_{22}O_{11}$

$$1120g - 416,8g = 703,2g$$

$$\text{Molaridad} = \frac{1,22 \text{ mol}}{0,7032g} = 1,73m$$

b) NaOH

$$0,87 = \frac{m}{40g/mol} \rightarrow m = 34,8g$$

$$Na = 23$$

$$O = 16$$

$$H = 1$$

Molaridad 0,87 M

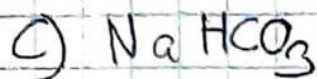
Densidad =  $1,04g/ml$

$$\downarrow$$
$$1040g$$

$$1040 - 34,8g = 1005,2g$$

$$\text{Molaridad} = \frac{0,87M}{1005,2g} = 0,865m$$





$$5,24 \text{ M} = \frac{m}{84 \text{ g/mol}}$$

Molaridad = 5,24 M

Densidad = 1,19 g/ml  $\rightarrow$  1190 g

441,3 g = m

Na = 23

H = 1

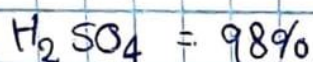
C = 12

O = 16.3

$$1190 \text{ g} - 441,3 \text{ g} = 748,7 \text{ g}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{5,24 \text{ mol}}{0,7487 \text{ kg}} \rightarrow 6,99 \text{ M}$$

12,22



Densidad = 1,83 g/mL

masa

molaridad = ?

molaridad = ?

$$\rightarrow 1830 \text{ g}$$

2% de solvente

$$2 \text{ g} \rightarrow 0,02 \text{ kg}$$

En 100 g hay 98 g

H = 1.2

S = 32

O = 16.4

98 g/mol

$m = \frac{98 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}}$

$m = 1 \text{ moles}$

$$\text{Molaridad} = \frac{1}{0,02 \text{ kg}} \rightarrow 500 \text{ mol/kg}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{mol del soluto}}{\text{kg del solvente}}$$

$$\text{masa del acido} = \frac{98\% \cdot 1000 \text{ mol} \cdot 1,83 \text{ g/mol}}{1}$$

$$= 1793,4 \text{ g}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{1793,4}{98} \rightarrow 18,3 \text{ M}$$



## 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 250C. ¿Cuál es la solubilidad (en g de sal/ 100 g de H<sub>2</sub>O) de la sal?

Efecto de la Temperatura

$$\text{Solubilidad} = \frac{(\text{masa del soluto})}{(\text{masa del solvente})} \cdot 100$$

$$= \frac{3,20 \text{ g sal}}{9,10 \text{ g de agua}} \cdot 100$$

$$= 0,351 \cdot 100 \rightarrow 35,1 \text{ g}$$

La solubilidad en 100g de ~~es~~ es 35,1 g .  
H<sub>2</sub>O  
(agua)