



Química General

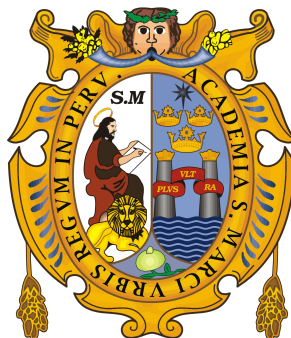
Ejercicios

Profesor: Jesus Alvarado H.

Estudiante: Huamani Bonilla Israel

Ejercicios:

- Unidades de concentración: 6 preguntas
- Efecto de la temperatura en la solubilidad: 1 pregunta
- Propiedades de los líquidos: 4 preguntas
- Soluciones: 4 preguntas
- Fuerzas intermoleculares: 5 preguntas



*Facultad De Ingeniería Electrónica Y Eléctrica,
Universidad Nacional Mayor De San Marcos*

Lima, Perú

2023

→ Unidades de concentración

12,17 $\text{molalidad} = \frac{(n_{\text{solute}})}{\text{masa del solvente (Kg)}}$

a)

1. moles de sacarosa

$$\bar{M}_{(C_{12}H_{22}O_{11})} = 342,34 \text{ g/mol}$$

$$n = 14,39 / 342,34 \text{ g/mol} = 0,04 \text{ mol}$$

2. masa del agua en Kg

$$M_{H_2O} = 18 \text{ g} \\ = 6,76 \times 10^{-2} \text{ Kg}$$

3. la molalidad

$$\text{molalidad} = 0,04 / 6,76 \times 10^{-2} = \underline{5,91 \times 10^{-2}}$$

b) moles de etilenglicol = 7,20 moles

$$\text{masa de agua} = 3,546 \text{ g} = 3,546 \text{ Kg}$$

$$\text{la molalidad} = 7,2 / 3,546 = \underline{2,088}$$

12,18 a) NaCl 2,50 M con densidad de disolución 1,08 g/mL

$$\text{NaCl } 2,5 \text{ moles en } 1 \text{ L, masa de solvente} = \frac{1,08 \text{ g}}{\text{mL}} \times 1000 \text{ mL} \\ = 1,08 \text{ Kg}$$

$$\rightarrow \text{molalidad de NaCl} = 2,5 / 1,08 \\ = \underline{2,315 \text{ mol/Kg}}$$

b) del 100g de solución 48,2g son de KBr y 51,8g de solvente

$$\bar{M}_{KBr} = 139 \text{ g/mol}$$

en 48,2g hay 0,35 moles

$$\text{entonces molalidad } 0,35 / 51,8 \times 10^{-3} = \underline{6,75 \text{ mol/Kg}}$$

12,15 a)

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa NaBr (en)}}{\text{masa de la solución}} \times 100\%$$

$$= \frac{3,50\text{g}}{7,20\text{g}} \times 100\%$$

$$\text{Porcentaje en masa} = 7,03\%$$

$$\text{b) porcentaje en masa} = \frac{31,0\text{g}}{152\text{g}} \times 100\%$$

$$= 0,204 \times 100\%$$

$$= 20,39\%$$

$$\text{c) Pct. de masa} = \frac{45\text{g}}{29\text{g}} \times 100\%$$

$$= 15\%$$

12,16 a) $X = 16,2\% = 5,00\text{g de urea}$

$$X = 30,86\text{g de solución}$$

son 25,86 g de H_2O a agregar.

b) $X = 1,5\% = 26,2\text{g de MgCl}_2$

$$X = 1746,6\text{g de disolución}$$

son 1720,46 g de agua por agregar.

12,23 1^o moles de NH_3

$$M_{\text{NH}_3} = 17,04\text{g/mol}$$

$$\text{moles de NH}_3 = 30\text{g} / 17,04\text{g/mol} = 1,76\text{ moles}$$

a) molaridad: $1,76\text{ mol} / 70 \times 10^{-3}\text{ kg} = 0,025\text{ mol/kg}$

b) molaridad: 100g de disolución con 0,987 g/ml de densidad son 101,84 ml

$$= 1,76 / 101,84 = 0,0172\text{ M}$$

12,24 • densidad de la solución es 0,984 g/ml

• 10% masa de etanol

a) molaridad

asumo 1L entonces hay 984 g de masa de los cuales 98,4 son de etanol

$$M_{\text{etanol}} = 46,08 \text{ g/mol}$$

por lo que habría 2,135 moles y 885,6 g de solvente

$$\text{molaridad } 2,135 / 885,6 \times 10^{-3} = 2,4 \text{ N}$$

b) molaridad

en 2,135 moles de etanol asumo 1L

$$M_{\text{etanol}} = \frac{2,135}{1\text{L}} = 2,135 \text{ M}$$

c) osmós inverso

$$\left(2,135 \frac{\text{mol etanol}}{\text{Vol solución}} \times \frac{1}{0,125 \text{ mol etanol}} \right)^{-1} = 0,058548 \text{ L}$$

→ Efecto de la temperatura

12,27

$$\text{Solubilidad} = \frac{3,7 \text{ g sol}}{9,10 \text{ g de H}_2\text{O}} \times 100 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$= 39,16 \text{ es la solubilidad}$$

-> Prop. de líquidos

11.21: puede deberse a tres principales razones, la fuerza intermolecular en los gases, son estas más débiles por lo tanto rescogen la posibilidad de compresión; la baja densidad de los gases es otra diferencia con los líquidos que permite su compresión.

11.28 esto es debido a la absorción del calor por las moléculas, ello ocasiona mayor energía cinética por lo tanto menor fuerza intermolecular lo cual contribuye a la fluidez del líquido.

11.29 se debe a la influencia de la estructura cristalina hexagonal, ello con ayuda de los enlaces hidrógeno, por lo que ocupa más volumen ello provoca la disminución de la densidad.

11.24 si llenamos un tubo de ensayo con H_2O se observa que la superficie genera la forma cóncava ello es indicador de alta adhesión, pues las moléculas tienden a pegarse a los paredes de ahí la forma cóncava, contrario al caso del mercurio que genera una forma convexa.

-> Soluciones

12.4 la interacción entre las fuerzas moleculares similares influye a una disolución más fácil, además una menor tensión interfacial facilita la formación de una mezcla homogénea.

12.9 Ella es debido a su estructura química y las fuerzas intermoleculares. La polaridad del CS_2 influye en su disolución a diferencia del Nafthaleno, este último es una sustancia no polar que, similar al benceno los fuerzas de interacción débiles favorece a su disolución.

12.11 $Br_2 < O_2 < LiCl < Metanol$: solubilidad en H_2O

12.7 Debido a la Mayor dispersión de las moléculas, además del aumento de configuraciones posibles lo que provoca el aumento a su vez del movimiento térmico y el desorden.

→ Fuerzas Intermoleculares

11.6 ' los elementos participantes son oxígeno (O), nitrógeno (N) y flúor (F).

° el átomo de hidrógeno tiene una carga parcial positiva lo que atrae una interacción de carga parcial negativa, además que influye el tamaño del hidrógeno, pues es el más pequeño de la tabla.

11.14 Observando la composición de las moléculas se visualiza un grupo funcional (-OH) hidróxilo, este está presente en el 1-butanol y es el causal de la diferencia del punto de ebullición pues genera polaridad entre las moléculas ello significa mayor energía y por lo tanto más unión entre estas, así pues también se observa la influencia del enlace puente hidrógeno donde más fuerza intermolecular a la sustancia generando un diferencial con el éter dietílico.

11.17 a) NH_3 presenta enlace puente hidrógeno el cual requiere mayor energía para ser quebrada, que la fuerza de Van der Waals presente en CH_4 .

b) KCl es un compuesto iónico por lo que la naturaleza de sus fuerzas es bastante más fuerte que las del I_2 , el cual presenta fuerzas de London las cuales son más fáciles de romper. Otro factor es el tamaño el I_2 es más pequeño por lo tanto, y gracias a su baja energía, favorecería al rompiendo de la molécula.

11.94 a) por lo contrario, ello es indicador de bajas fuerzas intermoleculares.

b) no necesariamente pues influyen más de la capacidad del líquido a convertirse en gas bajo presiones altas.

c) no, ello es indicador de bajas fuerzas intermoleculares.

d) SiO_2 , pues cuan más unidos las moléculas más complicado es que formen vapor, por lo tanto baja presión de vapor.

11.18 a) enlaces de hidrógeno

c) fuerzas de dispersión de London

b) fuerzas de Van der Waals

d) enlace covalente no polar