

Desarrollo balotario: líquidos y soluciones.

Propiedades líquidos:

11.21 → Por que el espacio intermolecular entre los líquidos no es tanto, es decir están más cohesionados, lo que impide su compatibilidad.

11.23 → Esto sucede así por la distribución de la masa y la forma del objeto, la navaja es una lámina y junto a la tensión superficial del agua, hacen posible que la primera flote.

11.28 → El aumento de temperatura provoca que las moléculas del líquido se muevan con mayor rapidez y tienden a separarse más, reduce su fricción y facilita el flujo del líquido.

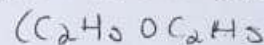
11.31 → Sabiendo que los líquidos con fuerzas intermoleculares altas tienen gran tensión superficial y viscosidad.

Etanol
(C_2H_5OH)

$$1.20 \times 10^{-3}$$

↳ tiene mayor
tensión superficial

Éter dietílico



$$2.33 \times 10^{-4}$$

$$0.233 \times 10^{-3} =$$

>

Soluciones

12.4 → Esto se explica porque las sustancias con propiedades químicas y físicas similares tienen fzas. intermoleculares compatibles. Por ejm.:

Sal de mesa

(Na^+Cl^-) → iónico

↳ se disuelve en

H₂O → polar

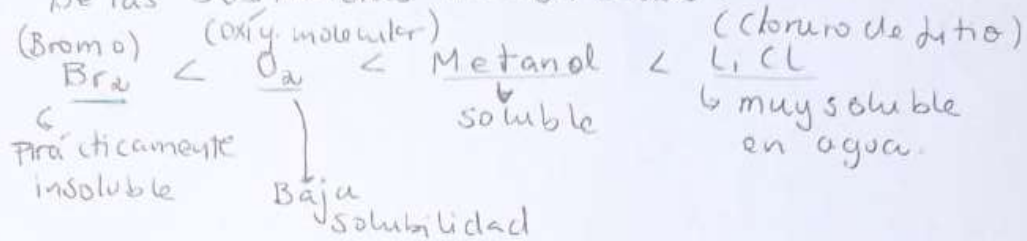
* Grasa → no polar.

↳ se disuelve en

* aceite → no polar

12.7 → Cuando una sustancia se disuelve en otra (solvente), se produce aumento en la entropía (desorden); según lo explica la 2^{da} ley de la Termodinámica.

12.11 → De las sustancias mencionadas:



12.15

a) $\left(\frac{5.5 \text{ g } \text{NaBr}}{78.2 \text{ g } \text{solución}} \right) \cdot 100\% = 0.07 (100)\% = \underline{7\%}$
 b) $\left(\frac{31.0 \text{ g } \text{KCl}}{183.0 \text{ g } \text{solución}} \right) \cdot 100\% = 0.17 (100)\% = \underline{17\%}$
 c) $\left(\frac{4.5 \text{ g } \text{solución}}{33.5 \text{ g } \text{solvente}} \right) \cdot 100\% = 13.4\%$
 4.5 g + 29.0 g = 33.5 g Benceno (solvente)

Unidades de concentración 1

Soluciones

12.10 → Las fuerzas intermoleculares del etanol y el ciclohexano (no polar), no son compatibles, esto genera que no sean miscibles en todas sus proporciones.

11.3) momento dipolar
permanente
↳ asimetría en
la distribución
de las cargas
Ej: Agua (H_2O)
diferencia en Neg.
entre O_2 e H_2

momento dipolar
temporal.
↳ por un instante
la distribución e^- no
es simétrica
Ej: CO_2

11.5) Se deben considerar: punto de ebullición y fusión,
calor de vaporización y fusión, densidad, viscosidad,
solubilidad.

11.7) El Bromo (Br_2)
es una molécula
diatómica
y experimenta
Fuerzas de dispersión
de London, son más
débiles y se
requiere menor T°
para su fundición.

El Iodo monocloruro (ICl)
es una molécula polar,
experimenta fz. dipolo-
dipolo, son más
Fuertes. Necesitan
mayor T°

11.10)

- a) Benceno → dispersión de London
- b) CH_3Cl → dipolo-dipolo
- c) PF_3 → " "
- d) $NaCl$ → iónicos fuertes
- e) CS_2 → dispersión de London

11.94

CO_2	<	CH_3Br	<	RbF	<	CH_3OH
Polar y Fzas de dispersión de London		↳ polar y dipolo- dipolo		↳ iónico y Fzas iónicas		↳ polar y Fzas de puen hidrógeno

Unidades de concentración 2

12.17

a) $n = \frac{0,0418 \text{ mol (Sacarosa)}}{0,676 \text{ Kg Agua (solvente)}}$ $\frac{\text{soluto}}{\text{solvente}}$ $n = \frac{14,3 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0,0418 \text{ mol}$
 $m = 0,0618 \text{ mol/Kg}$

b) $n = \frac{7,20 \text{ mol (etilenglicol)}}{3,546 \text{ Kg } H_2O}$
 $m = 2,03 \text{ mol/Kg}$

12.23

$NH_3 \rightarrow m \text{ y } M$

$m = \frac{1,765 \text{ mol } NH_3}{0,07 \text{ Kg } H_2O}$

$m = 25,21 \text{ mol/Kg}$

$M = \frac{1,765 \text{ mol}}{0,10183 \text{ L}} = 17,332 \text{ mol/L}$

$\frac{30 \text{ g } NH_3}{70 \text{ g } H_2O}$
 $\frac{100 \text{ g solución}}$

densidad solución

$0,982 \text{ g/ml} = \frac{100 \text{ g}}{V}$

$V = 101,83 \text{ mL}$

$V = m$

$n_{NH_3} = \frac{30 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 1,765 \text{ mol}$

12.20

$(NH_2)_2CO \rightarrow \text{urea}$

0,010 M

0,010 mol/L

demuestre molaridad es igual a molalidad

$m = M$

$\frac{\text{mol(urea)}}{\text{Kg (agua)}} = \frac{\text{mol(urea)}}{\text{L (urea + agua)}}$

$L(\text{urea + agua}) = \text{Kg (agua)}$

$\frac{m(\text{urea})}{0,6} = \text{Kg (agua)} \rightarrow \text{hay equivalencia}$

$0,010 = \frac{m(\text{urea})}{60 \text{ g}}$
 L (solución)

$0,6 = \frac{m(\text{urea})}{L(\text{solución})}$

$L(\text{solución}) = \frac{m(\text{urea})}{0,6}$

12.21

"prueba" \rightarrow doble %
volumen de
en 1L de ginebra etanol
35% (1L) = 0,35 L
de etanol
= 350 mL

hallar "g" en 1L ginebra
"prueba 75"

* Densidad 0,798 g/mL
etanol
(C_2H_5OH)

$$\rightarrow 0,798 \times 350 = m$$

$$279.3g = m \rightarrow \text{de etanol.}$$

12.22

H_2SO_4 al 98.0% en masa 1 primer molaridad (m)
y molaridad (M)
Para 100 g de H_2SO_4 concentrado
98 g de H_2SO_4 98 g/mol = PA
2 g de solvente

Densidad disolución
 $1.83 = \frac{m_{sol.}}{V_{sol.}}$

$$n_{H_2SO_4} = \frac{98}{98 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol.}$$

$$V_{sol} = \frac{100g}{1.83} = 54.64 \text{ mL}$$

$$m = \frac{1}{0.002} = 500 \text{ m}$$

$$m = \frac{\text{moles sol.}}{\text{kg de solvente}}$$

$$M = \frac{1}{0.05464 \text{ L}} = 18.3 \text{ M}$$

$$M = \frac{\text{moles sol.}}{V \text{ solución.}}$$

12.23

$$m = ?$$

$$M = ?$$

$$m = \frac{1.76 \text{ mol}}{0.071 \text{ kg}} = \boxed{25.14 \text{ m}}$$

$$NH_3 = 30.0 \text{ g.}$$

$$H_2O = 70.0 \text{ g.}$$

$$M = \frac{1.76 \text{ mol}}{1.018 \text{ L}} = \boxed{1.73 \text{ M}}$$

$$d_{sol} = 0.0982 \text{ g/mL}$$

$$n = \frac{30 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}}$$

$$n = 1.76 \text{ mol}$$

$$\rightarrow 0.0982 = \frac{100}{V}$$

$$V = 1018.33 \text{ mL}$$