

TEMA 3. DISOLUCIONES. ALGUNOS EJERCICIOS RESUELTOS.

23. Se disuelven 12 g de NaOH y se completa con agua la disolución hasta 250 mL. Hallar:

a) Número de moles de soluto.

b) Concentración de la disolución en mol/l.

Tenemos una disolución de NaOH en agua.

Datos: soluto: 12 g NaOH $M(\text{NaOH}) = 23+16+1 = 40$ 1 mol NaOH = 40 g NaOH

Disolución: 250 mL = 0,25 L

$$\text{a) } 12 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0,3 \text{ mol NaOH}$$

$$\text{b) } C\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles NaOH}}{\text{Volumen disol (L)}} = \frac{0,3 \text{ mol NaOH}}{0,25 \text{ L disol}} = 1,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1,2 \text{ M}$$

25. a) ¿Cuántos gramos de ácido nítrico (HNO₃) hay en 20 mL de una disolución 0,02 M en agua?

Soluto: HNO₃ $M(\text{HNO}_3) = 1+14+3 \cdot 16 = 63$ 1 mol HNO₃ = 63 g HNO₃

Disolución: 20 mL = 0,02 L disol

0,02 M → 0,02 mol HNO₃ en 1 L disol.

$$0,02 \text{ L disol} \cdot \frac{0,02 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 0,0252 \text{ g HNO}_3$$

b) Determinar la cantidad de agua que hay que añadir a esos 20 mL para que la disolución pase a ser 0,0125 M

Queremos elaborar, a partir de la disolución inicial (disolA) una nueva disolución (disolB) más diluida, con una concentración menor, añadiendo agua.

Ya que sólo añadimos agua, el número de moles de soluto será el mismo, sólo varía el volumen de la disolución. Calcularemos como primer paso el número de moles de soluto que hay en los 20 mL de la disolA, para luego calcular qué volumen tendrá la disolB y el agua que debemos añadir.

$$0,02 \text{ L disolA} \cdot \frac{0,02 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disolA}} \cdot \frac{1 \text{ L disolB}}{0,0125 \text{ mol HNO}_3} = 0,032 \text{ L disolB} = 32 \text{ mL disolB}$$

La cantidad de agua que hay que añadir será 32 mL - 20 mL = 12 mL agua.

18. Tenemos una disolución al 20% en peso de cloruro de sodio en agua, con una densidad de 1,2 g/cm³. Calcular molaridad, molalidad de la disolución, y fracción molar de cada componente.

Soluto: NaCl $M(\text{NaCl}) = 23+35,5 = 58,5$

Disolución: 20% → 20 g NaCl en 100 g disolución

densidad = 1,2 g/mL = 1200 g/L (1200 g disol en 1L disol)

Molaridad:

La molaridad indica el número de moles de soluto en 1 L disolución. Comenzamos con este dato.

$$1 \text{ L disol} \cdot \frac{1200 \text{ g disol}}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{20 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 4,1 \text{ mol NaCl} \quad 4,1 \text{ mol/L} = 4,1 \text{ M}$$

(densidad) (35 %) M(HCl)

Molalidad (mol soluto / kg disolvente)

Partiendo de la concentración en % 20% → en 100 g disol hay 20 g NaCl y 80 g agua.

Para calcular la molalidad necesitamos pasar a moles la masa de NaCl y pasar a kg la masa de disolvente (agua).

$$20 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 0,342 \text{ mol NaCl}$$

80 g agua = 0,08 kg agua

$$\text{Molalidad } C(m) = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{masa disolvente (kg)}} = \frac{0,342 \text{ mol glucosa}}{0,08 \text{ kg disolvente}} = 4,275 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 4,275 \text{ m}$$

Fraciones molares: Necesitamos conocer la proporción de moles de NaCl y de agua

Partiendo de la concentración en % 20% → en 100 g disol hay 20 g NaCl y 80 g agua.

nº moles NaCl = 0,342 mol NaCl (ya calculado)

$$\text{nº moles agua} = 80 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} = 4,44 \text{ mol } H_2O$$

$$X_s = \frac{\text{nº moles soluto}}{\text{nº moles total}} = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,342}{0,342 + 4,44} = 0,072 \quad X_d = 1 - 0,072 = 0,928$$

24. Tenemos una disolución 5 M de ácido clorhídrico (HCl), con una densidad de 1,15 g/cm³. Calcular:

a) Su concentración centesimal (%)

Soluto: HCl

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5$$

5 M → 35 mol HCl en 1 L disolución

$$\text{densidad} = 1,15 \text{ g/cm}^3 = 1150 \text{ g/L} \quad (1150 \text{ g disol en 1L disol})$$

La concentración centesimal (%) indica la masa de soluto en cada 100 g de disolución. Comenzamos con este dato.

$$100 \text{ g disol} \cdot \frac{1 \text{ L disol}}{1200 \text{ g disol}} \cdot \frac{5 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 15,21 \text{ g HCl} \quad 15,21 \%$$

(densidad) (Molaridad) M(HCl)

b) Nº de moles y masa de HCl que contendrá un volumen de 150 mL de dicha disolución.

$$\text{Nº moles HCl: } 0,15 \text{ L disol} \cdot \frac{5 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol}} = 0,75 \text{ mol HCl}$$

$$\text{Masa HCl: } 0,15 \text{ L disol} \cdot \frac{5 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 27,38 \text{ g HCl}$$

33. Queremos fabricar 100 cm³ de disolución 0,1 M de ácido clorhídrico en agua, a partir de una disolución ya existente en laboratorio, cuya concentración es 2 M. Calcular la cantidad de disolución del laboratorio que debemos coger para fabricarla, y explicar los pasos a seguir. (5 ml)

Datos: disoluciónA (laboratorio): 2 M (2 mol HCl en 1 L disolA)

disoluciónB (la que queremos elaborar): 0,1 M (0,1 mol HCl en 1 L disolB)

$$100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L disolB}$$

La nueva disolución (B) se elabora a partir de la de laboratorio (A) tomando una cierta cantidad y diluyéndola con agua hasta completar los 100 mL. Para calcular qué cantidad debemos coger, necesitamos saber el nº de moles de HCl que contendrá la nueva disolución. A partir de ahí, calcularemos la cantidad de la disolA necesaria para que contenga ese nº de moles de HCl.

$$0,1 \text{ L disolB} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolB}} \cdot \frac{1 \text{ L disolA}}{2 \text{ mol HCl}} = 0,005 \text{ L disolA} = 5 \text{ mL disolA} \text{ debemos coger}$$

34. Resolver el ejercicio anterior, pero a partir de una disolución comercial de HCl (37,5 % en peso y d = 1,19 g/cm³).

Para resolver un problema de este tipo, en el que la disolución de laboratorio está expresada en %, es recomendable calcular en primer lugar su concentración molar. Después se resuelve igual que el anterior.

disolA (laboratorio): 37,5% (37,5 g HCl en 100 g disolA)

$$d = 1,19 \text{ g/cm}^3 = 1190 \text{ g/L} \quad (1190 \text{ g disolA en 1 L disolA})$$

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5$$

Molaridad de la disolución A:

$$1 \text{ L disolA} \cdot \frac{1190 \text{ g disolA}}{1 \text{ L disolA}} \cdot \frac{37,5 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolA}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 12,23 \text{ mol HCl} \quad 12,23 \text{ M}$$

(densidad) (%) M(HCl)

Calculamos el nº de moles de HCl que contendrá la nueva disolución (B) y a continuación el volumen que es necesario tomar de la disolución de laboratorio (A)

$$0,1 \text{ L disolB} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolB}} \cdot \frac{1 \text{ L disolA}}{12,23 \text{ mol HCl}} = 0,00082 \text{ L disolA} = 0,82 \text{ mL disolA}$$

- 36. Tenemos 250 cm³ de disolución de cloruro de sodio en agua al 25 % en peso y d = 1,25 g/cm³, y queremos diluirla hasta 0,3 M. ¿Qué cantidad de agua debemos añadir?**

disolA: 250 cm³ = 0,25 L disolA

25 % (25 g NaCl en 1 L disol)

d = 1,25 g/cm³ = 1250 g/L (1250 g disolA en 1 L disolA)

M(NaCl) = 23+35,5 = 58,5

Calculamos la molaridad de la disolución A, para que ambas disoluciones estén expresadas en la misma unidad.

Molaridad de la disolución A:

$$1 \text{ L disolA} \cdot \frac{1250 \text{ g disolA}}{1 \text{ L disolA}} \cdot \frac{25 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g disolA}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 5,34 \text{ mol HCl} \quad 5,34 \text{ M}$$

(densidad) (%) M(HCl)

Calculamos ahora el número de moles de NaCl que hay en los 0,25 L de disolA.

$$0,25 \text{ L disolA} \cdot \frac{5,34 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolA}} \cdot \frac{1 \text{ L disolB}}{0,3 \text{ mol HCl}} = 4,45 \text{ L disolB}$$

Ese es el volumen total de la nueva disolución 0,3 M ya elaborada. Para calcular la cantidad de agua que se ha añadido, restamos los volúmenes de ambas disoluciones.

4,45 L - 0,25 L = 4,2 L agua se han añadido.

- 35. Repetir el ejercicio anterior, pero a partir de una disolución 2 M .**

Este ejercicio se resuelve igual que el anterior. (Solución: 1,42 L. de agua)

- 37. Mezclamos 400 ml de una disolución 0,5 M de amoniaco en agua con 100 ml de otra disolución 2 M de la misma sustancia. ¿Qué molaridad tendrá la disolución resultante? (0,8 M)**

La molaridad, o concentración molar, nos indica el nº de moles de soluto por cada litro de disolución.

$$C(\text{mol/L}) = \frac{n^\circ \text{ mol NH}_3}{\text{Vol (L) disolA}}$$

Calculamos el nº de moles de cada disolución y el volumen total al mezclar.

Volumen total: 400 mL + 100 mL = 500 mL = 0,5 L

$$\text{n}^\circ \text{ moles: disolA} \quad 0,4 \text{ L disolA} \cdot \frac{0,5 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L disolA}} = 0,2 \text{ mol NH}_3$$

$$\text{disolB} \quad 0,1 \text{ L disolB} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L disolB}} = 0,2 \text{ mol NH}_3$$

nº moles total: 0,4 mol NH₃

$$\text{Así: } C(\text{mol/L}) = \frac{n^\circ \text{ mol NH}_3}{\text{Vol (L) disol}} = \frac{0,4 \text{ mol NH}_3}{0,5 \text{ L disol}} = 0,8 \text{ M}$$

- 38. ¿A qué temperatura congelará una disolución de 9,5 g de etilenglicol (C₂H₆O₂) en 20 g de agua?**

Sabemos que la temperatura de fusión (y de solidificación) de una disolución es menor que la del disolvente puro. La variación en la T.F (descenso crioscópico) viene dado por

$$\Delta T_F = K_c \cdot C(m) \quad \text{donde} \quad K_c \text{ (constante crioscópica) depende del disolvente}$$

C(m) es la molalidad de la disolución (moles soluto / kg de disolvente)

En el caso del agua (miramos en la tabla de los apuntes) K_C = 1,86 °C·kg/mol

Calculamos la molalidad de la disolución

$$\text{solute: } 9,5 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}_2 \quad M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2) = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 62 \quad 9,5 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}_2}{62 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}_2} = 0,153 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}_2$$

disolvente: 20 g agua = 0,02 kg agua

$$C(m) = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{\text{masa dvte (kg)}} = \frac{0,153 \text{ mol}}{0,02 \text{ kg}} = 7,65 \text{ mol/kg}$$

$$\text{Y la variación en la T.F.} \quad \Delta T_f = K_c \cdot C(m) = 1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 7,65 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 14,23 \text{ }^\circ\text{C}$$

Por lo tanto, la temperatura de fusión disminuye en 14,23 °C. como la T.F. del agua pura es de 0°C, la nueva temperatura de fusión será de - 14,23 °C.

44. Una muestra formada por 2 g de un compuesto orgánico disuelto en 100 cm³ de disolución se encuentra a una presión de 1,31 atm, en el equilibrio osmótico. Sabiendo que la disolución está a 0°C, calcula la masa molecular del compuesto.

La presión osmótica de una disolución depende de la concentración molar de soluto, y se calcula (en atm) con la expresión $\pi = C \cdot R \cdot T$ donde C es la concentración en mol/L (molaridad), R la constante de los gases ideales (0,082 atm·L/K·mol), y T la temperatura en Kelvin.

A partir de la presión osmótica calculamos la concentración de la disolución, y de ahí podremos obtener el número de moles y la masa molar de la sustancia.

$$\pi = C \cdot R \cdot T \quad \rightarrow \quad C = \frac{\pi}{R \cdot T} = \frac{1,31 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,0585 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$n^\circ \text{ moles} \quad 0,1 \text{ L disol.} \cdot \frac{0,0585 \text{ mol soluto}}{1 \text{ L disol}} = 0,00585 \text{ mol soluto}$$

Como nos dicen que la masa de esos 0,00585 moles de soluto es de 2 g, calculamos la masa de 1 mol.

$$1 \text{ mol soluto} \cdot \frac{2 \text{ g soluto}}{0,00585 \text{ g soluto}} = 341,88 \text{ g soluto}$$

La masa molar (masa molecular) del compuesto es de 341,88 g/mol