

# Problemas y cuestiones de química

**María Asunción Herrero Villén | Julia Atienza Boronat  
Patricia Noguera Murray | Luis Antonio Tortajada Genaro  
Sergi Morais Ezquerro**





María Asunción Herrero Villén  
Julia Atienza Boronat  
Patricia Noguera Murray  
Luis Antonio Tortajada Genaro  
Sergi Morais Ezquerro

# Problemas y cuestiones de Química

EDITORIAL  
UNIVERSITAT POLITÈCNICA DE VALÈNCIA

Los contenidos de esta publicación han sido revisados por el Departamento de Química de la UPV

Colección Académica

Para referenciar esta publicación utilice la siguiente cita: HERRERO VILLÉN, M.A. [et al] (2015) *Problemas y cuestiones de química*. Valencia: Universitat Politècnica de València

Primera edición, 2015 (versión impresa)  
Primera edición, 2015 (versión electrónica)

© María Asunción Herrero Villén  
Julia Atienza Boronat  
Patricia Noguera Murray  
Luis Antonio Tortajada Genaro  
Sergi Morais Ezquerro

© de la presente edición: Editorial Universitat Politècnica de València  
*distribución*: Telf.: 963 877 012 / [www.lalibreria.upv.es](http://www.lalibreria.upv.es) / Ref.:6269\_01\_01\_01

ISBN: 978-84-9048-419-7 (versión impresa)  
ISBN: 978-84-9048-420-3 (versión electrónica)

Queda prohibida la reproducción, distribución, comercialización, transformación y, en general, cualquier otra forma de explotación, por cualquier procedimiento, de la totalidad o de cualquier parte de esta obra sin autorización expresa y por escrito de los autores.

*Dedicado a nuestras  
familias*



# Índice

<b>CAPÍTULO 1.</b> Disoluciones y sus propiedades	3
<b>CAPÍTULO 2.</b> Termoquímica. Entropía y espontaneidad	33
<b>CAPÍTULO 3.</b> Cinética química	79
<b>CAPÍTULO 4.</b> Equilibrio químico	119
<b>CAPÍTULO 5.</b> Equilibrios ácido-base	161
<b>CAPÍTULO 6.</b> Equilibrios de solubilidad	213
<b>CAPÍTULO 7.</b> Compuestos de coordinación	249
<b>CAPÍTULO 8.</b> Equilibrios redox	267
<b>TABLA PERIÓDICA</b>	324
<b>BIBLIOGRAFÍA</b>	325



## PRESENTACIÓN

*Problemas y Cuestiones de Química* es un texto dirigido a estudiantes que cursan la asignatura de Química en el primer curso universitario. El principal objetivo del libro es que los alumnos apliquen los conocimientos teóricos adquiridos en esta disciplina científica a la resolución de ejercicios numéricos y cuestiones. En este aspecto, el presente libro puede ser muy útil para los estudiantes noveles, ya que la resolución de problemas es importante en actividades científicas y técnicas. Esta obra ayudará a que el alumno adquiera competencias tales como: capacidad de análisis y planificación, desarrollo de estrategias de resolución, pensamiento crítico y aplicación de conocimientos químicos a la práctica profesional.

Este libro engloba distintos ejercicios y problemas relacionados con los contenidos habituales de un texto de Química General destinado a titulaciones científico-técnicas. Los contenidos están distribuidos en ocho capítulos, que versan sobre Disoluciones y sus propiedades, Termoquímica, Cinética, Equilibrio Químico y Equilibrios en disolución (Ácido-Base, Heterogéneos, Compuestos de coordinación y Redox). Cada unidad temática contiene diversos tipos de actividades: problemas resueltos, problemas propuestos para resolver, ejercicios y cuestiones de autoevaluación. En el bloque de problemas resueltos, clasificados según su tipología, se proporciona información detallada del planteamiento y la resolución de los mismos. Así, el alumno se inicia en el razonamiento y procedimiento para resolver diferentes tipos de ejercicios y afianza la comprensión de los conceptos teóricos. Además, hay una sección de ejercicios propuestos, también clasificados por tipología, donde se orienta al alumno sobre los problemas característicos de cada unidad temática. Finalmente, el bloque de ejercicios sin clasificar pretende que el alumno sea capaz de distinguir el tipo de problema y resolverlo. Las cuestiones de autoevaluación permiten que el alumno consolide conceptos teórico-prácticos sobre cada uno de los temas propuestos. Esta colección de problemas está diseñada para que sea posible el aprendizaje tutelado por el profesor, el autoaprendizaje y el aprendizaje cooperativo.

El contenido de los capítulos se ha seleccionado considerando las necesidades de los estudiantes de los primeros cursos de Escuelas Técnicas, Facultades de Ciencias, Farmacia y Ciencias Ambientales y de la Salud. Así, el Capítulo 1 contiene actividades para revisar el cálculo de concentraciones y se plantean problemas para el estudio de las propiedades coligativas y las leyes que obedecen las disoluciones ideales. En este capítulo también se abordan los procesos de extracción líquido-líquido. El Capítulo 2 propone ejercicios para el cálculo de las variables termodinámicas y los cambios energéticos que acompañan a las reacciones químicas. Asimismo, se predice el sentido espontáneo de los procesos. A continuación, el Capítulo 3 presenta problemas y cuestiones que apoyan el estudio de la cinética de las reacciones químicas, con el fin de determinar el orden y la constante de velocidad, así como el cálculo de las velocidades de reacción y su dependencia con la temperatura.

En el Capítulo 4 se trata el concepto de equilibrio químico y su aplicación a sistemas gaseosos y heterogéneos. También se estudia cómo afecta la modificación de

determinados factores externos (volumen, presión, temperatura, concentración, etc.) al equilibrio y cómo obtener las concentraciones o presiones de los reactivos y productos cuando se alcanza la nueva situación de equilibrio. Este capítulo es la base para afrontar la resolución de los sistemas en los que coexisten varios equilibrios químicos en disolución acuosa (Capítulos 5 a 8).

El Capítulo 5 contiene problemas y cuestiones sobre equilibrios ácido-base en disolución acuosa, comenzando con la propuesta de ejercicios muy sencillos para, posteriormente, ir elevando el nivel de dificultad de los mismos. En él se proponen problemas sobre mezclas de ácidos o bases, cálculo de pH en disoluciones reguladoras, así como ejercicios que estudian las valoraciones ácido-base. El Capítulo 6 versa sobre el cálculo de la solubilidad de sales poco solubles y el efecto que la presencia de un ion común o la existencia de un efecto salino tienen sobre la misma. El Capítulo 7 está dedicado a los compuestos de coordinación y la importancia de la formación de los mismos como método para disolver precipitados. Finalmente, el último capítulo (Capítulo 8) está dedicado al estudio de los procesos que ocurren con transferencia de electrones o procesos redox. En éste se incluyen problemas dedicados al cálculo de constantes de equilibrio, determinación electroquímica del pH, pilas de concentración y pilas electrolíticas.

Todos los capítulos del libro contienen actividades que se han elaborado escogiendo ejemplos y temáticas de gran valor didáctico, planteando éstas en un contexto científico-técnico que los autores consideran relevante para un futuro graduado universitario. De este modo, los contenidos mencionados y las estrategias de resolución estudiadas tendrán una aplicación directa tanto en la fase de formación universitaria (y post-universitaria) como en el ejercicio de su profesión.

Queremos agradecer a nuestros compañeros de la Unidad Docente “Química Analítica” de la Escuela Técnica Superior de Ingeniería Agronómica y del Medio Natural de la Universitat Politècnica de València su colaboración en la elaboración de este texto.

Los autores

**CAPÍTULO 1**  
*DISOLUCIONES*  
*Y SUS PROPIEDADES*

---



## ***PROBLEMAS RESUELTOS***

### **CÁLCULO DE CONCENTRACIONES**

- 1-1.** Calcular el volumen de agua que hay que añadir a  $100\text{ cm}^3$  de un ácido clorhídrico de densidad  $1,180\text{ g cm}^{-3}$  y que contiene un 36,2 % en peso de HCl para obtener una disolución de ácido que sea 2 M.

#### **Resolución**

El HCl concentrado es una disolución acuosa cuya concentración molar es desconocida, pero la podemos calcular a partir del dato de la densidad y la riqueza. Suponiendo que partimos de un litro de disolución, calculamos la masa de HCl contenida en el mismo:

$$d_{\text{disol}} = \frac{m_{\text{disol}}}{V_{\text{disol}}} \longrightarrow m_{\text{disol}} = 1,180\text{ g} \cdot 1000 = 1180\text{ g disolución}$$
$$\left. \begin{array}{l} 100\text{ g disolución} \text{ ——— } 36,2\text{ HCl puro} \\ 1180\text{ g de disolución} \text{ ——— } x \end{array} \right\} x = 427,16\text{ g HCl}$$

Así, la concentración del HCl concentrado es

$$[\text{HCl}] = \frac{\text{número de moles soluto}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{\frac{427,16}{36,5}}{1} = 11,7\text{ M}$$

Se hubiera obtenido el mismo resultado utilizando cualquier otro volumen de partida (verificar esta afirmación partiendo de 500 mL de HCl concentrado).

Se quiere preparar una disolución que sea 2 M a partir de  $100\text{ cm}^3$  de este clorhídrico 11,7 M. El número de moles de HCl que hay en la disolución concentrada serán los mismos que habrá en la disolución diluida. Esta afirmación se puede expresar por la ecuación:

$$V_{\text{concentrada}} \cdot M_{\text{concentrada}} = V_{\text{diluida}} \cdot M_{\text{diluida}}$$

Sustituyendo:  $2\text{ M} = \frac{\text{moles HCl}}{V} = \frac{(V \cdot M)_{\text{HCl concentrado}}}{V_{\text{disolución diluida}}} = \frac{100 \cdot 11,7}{V_{\text{disolución diluida}}}$

$$V = 585,15\text{ cm}^3 \text{ de disolución diluida}$$

Como  $V_{\text{disol. diluida}} = V_{\text{H}_2\text{O}} + V_{\text{HCl conc.}}$

Hay que añadir  $V_{\text{H}_2\text{O}} = 585,15 - 100 = 485,15 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}$ .

**1-2.** El líquido utilizado en el relleno de los acumuladores de plomo es una disolución acuosa de ácido sulfúrico, de densidad  $1,18 \text{ g cm}^{-3}$  y riqueza del 25,21 %. Sabiendo que el volumen del acumulador es 3 L, calcular la cantidad de sulfúrico concentrado necesario para preparar la disolución de relleno.

Datos:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado:  $d = 1,84 \text{ g cm}^{-3}$ ; riqueza 95,0 %

### Resolución

Calcularemos la masa de disolución de relleno necesaria:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{\text{masa disolución}}{\text{volumen disolución}} \Rightarrow 1,18 \text{ g cm}^{-3} = \frac{m}{3000}$$

$m = 3540 \text{ g}$  de disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  diluida

La masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro que hay en esta disolución diluida es:

$$3540 \cdot \frac{25,21}{100} = 892,4 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Suponiendo que hay un litro de disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado, a partir de su densidad ( $d = 1,84 \text{ g cm}^{-3}$ ) y riqueza (95 %), se pueden calcular los gramos de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro que hay en dicha disolución:

$$d = 1,84 \text{ g cm}^{-3} = \frac{\text{masa disolución}}{\text{volumen disolución}} = \frac{m}{1000} \Rightarrow m = 1840 \text{ g}$$

$$1840 \cdot \frac{95}{100} = 1748 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como necesitamos tener 892,4 g de ácido sulfúrico, éstos estarán contenidos en un volumen:

$$\frac{1748 \text{ g}}{1000 \text{ mL}} = \frac{892,4 \text{ g}}{x} \Rightarrow x = 510,54 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ concentrado}$$

### EXTRACCIÓN LÍQUIDO-LÍQUIDO

**1-3.** Se dispone de 1 L de agua conteniendo 5,0 g de yodo.

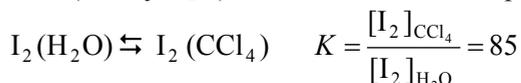
a) ¿Qué cantidad de yodo habrá en la fase acuosa después de agitar la misma tres veces con  $80 \text{ cm}^3$  de tetracloruro de carbono cada vez?

b) ¿Y si se efectúa el proceso realizando una sola extracción con 240 cm<sup>3</sup> de extractante?

Dato: La constante de reparto del yodo entre el CCl<sub>4</sub> y el H<sub>2</sub>O es 85

### **Resolución**

a) La constante de reparto relaciona la cantidad de yodo que habrá en las dos fases inmiscibles (CCl<sub>4</sub> y H<sub>2</sub>O) cuando se alcance el equilibrio:



En este equilibrio, denominamos  $X_1$  al número de gramos de I<sub>2</sub> que quedan en el agua después de la primera extracción, por lo que en el tetracloruro de carbono habrá  $(5 - X_1)$  g de I<sub>2</sub>.

En la primera extracción, sustituyendo en la ecuación de  $K$  y expresando las concentraciones en g L<sup>-1</sup> de I<sub>2</sub>, tenemos:

$$85 = \frac{\frac{5 - X_1}{0,080}}{\frac{X_1}{1}} \longrightarrow X_1 = 0,641 \text{ g de I}_2 \text{ quedan en el agua.}$$

En la segunda extracción, se parte de 0,641 g de I<sub>2</sub> en la fase acuosa y después de alcanzado el equilibrio, quedan  $X_2$  g de I<sub>2</sub> por litro de H<sub>2</sub>O. Repitiendo el proceso anterior:

$$85 = \frac{\frac{0,641 - X_2}{0,080}}{\frac{X_2}{1}} \longrightarrow X_2 = 0,0821 \text{ g de I}_2 \text{ quedan en el agua.}$$

Análogamente, para la tercera extracción:

$$85 = \frac{\frac{0,0821 - X_3}{0,080}}{\frac{X_3}{1}} \longrightarrow X_3 = 0,0105 \text{ g de I}_2 \text{ quedan en el agua}$$

La cantidad extraída después de las tres extracciones, se obtiene como diferencia entre la cantidad inicial de yodo (5,0 g) y la que queda en la fase acuosa después de la última extracción (0,0105 g): 4,9895 g de I<sub>2</sub>.

- b) Si la extracción se realizase en un solo paso con  $240 \text{ cm}^3$  de tetracloruro de carbono, la cantidad de yodo que quedaría en fase acuosa sería  $Y$ :

$$85 = \frac{\frac{5 - Y}{0,240}}{\frac{Y}{1}} \longrightarrow Y = 0,234 \text{ g de I}_2 \text{ quedan en la fase acuosa}$$

Habremos extraído  $4,766 \text{ g}$  de yodo. Se comprueba que, utilizando la misma cantidad de  $\text{CCl}_4$ , el rendimiento en la extracción es mayor cuanto mayor sea el número de etapas de extracción realizadas.

### PRESIÓN DE VAPOR

- 1-4.** Un recipiente contiene una disolución formada por  $40 \text{ g}$  de benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) y  $60 \text{ g}$  de tolueno ( $\text{CH}_3 - \text{C}_6\text{H}_5$ ) a  $50^\circ\text{C}$ . Calcular:
- La presión parcial de cada componente en el vapor en equilibrio con la disolución anterior
  - La presión total de la mezcla gaseosa
  - La composición del vapor
- Datos: A  $50^\circ\text{C}$ :  $P_{\text{benceno}}^0 = 271 \text{ mmHg}$ ;  $P_{\text{tolueno}}^0 = 92,6 \text{ mmHg}$

### Resolución

- a) Al tratarse de compuestos volátiles, se establecerá un equilibrio entre su fase líquida y su fase gaseosa. La presión de vapor de cada uno de los componentes líquidos de una disolución ( $P_A$ ) está relacionada con la presión de vapor de dicho componente cuando está puro ( $P_A^0$ ) y con su fracción molar en la disolución ( $X_A$ ) (Ley de Raoult):

$$P_A = P_A^0 \cdot X_A$$

En primer lugar, calcularemos la fracción molar de cada componente en la disolución. Para el benceno:

$$X_{\text{C}_6\text{H}_6} = \frac{n_{\text{C}_6\text{H}_6}}{n_{\text{C}_6\text{H}_6} + n_{\text{CH}_3 - \text{C}_6\text{H}_5}} = \frac{\frac{40}{78}}{\frac{40}{78} + \frac{60}{92}} = 0,44$$

Teniendo en cuenta que la suma de las fracciones molares de una mezcla es igual a la unidad ( $\sum X_i = 1$ ), la fracción molar del tolueno será:

$$X_{\text{CH}_3-\text{C}_6\text{H}_5} = 1 - 0,44 = 0,56$$

Aplicando la ley de Raoult, obtendremos las presiones de vapor de cada uno de los componentes de la disolución:

$$P_{\text{C}_6\text{H}_6} = P_{\text{C}_6\text{H}_6}^0 \cdot X_{\text{C}_6\text{H}_6} = 271 \cdot 0,44 = 119,24 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{CH}_3-\text{C}_6\text{H}_5} = 92,6 \cdot 0,56 = 51,85 \text{ mmHg}$$

b) La presión total vendrá dada por la suma de las presiones parciales:

$$P_T = P_{\text{C}_6\text{H}_6} + P_{\text{CH}_3-\text{C}_6\text{H}_5} = 119,24 + 51,85 = 171,09 \text{ mmHg}$$

c) La presión parcial de un gas ( $P_{p_i}$ ) está relacionada con la presión total ( $P_T$ ) y con la fracción molar de dicho gas en fase gaseosa ( $Y_i$ ):

$$P_{p_i} = P_T Y_i$$

Sustituyendo, se obtiene:

$$119,24 = Y_{\text{C}_6\text{H}_6} \cdot 171,09 \rightarrow Y_{\text{C}_6\text{H}_6} = 0,697$$

$$\text{Como } \Sigma Y_i = 1: Y_{\text{CH}_3-\text{C}_6\text{H}_5} = 1 - 0,697 = 0,303$$

**1-5.** El etanol y el metanol forman una disolución que es prácticamente ideal. A 20 °C, la presión de vapor del etanol es 44,5 mmHg y la del metanol, 88,7 mmHg

Calcular:

- Las fracciones molares del metanol y etanol en una disolución obtenida mezclando 1,3 moles de etanol y 1,25 moles de metanol
- Las presiones parciales de los componentes, la presión de vapor total y la fracción molar del etanol en el vapor en equilibrio con la disolución anterior

### Resolución

a) Las fracciones molares en fase líquida del metanol y del etanol serán:

$$X_{\text{Met}} = \frac{n_{\text{Met}}}{n_T} = \frac{1,25}{1,25 + 1,3} = 0,49$$

$$X_{\text{Et}} = \frac{1,3}{1,25 + 1,3} = 0,51$$

- b) Al ser una disolución ideal, las presiones de vapor parciales vendrán dadas por la ley de Raoult:

$$P_{\text{Met}} = X_{\text{Met}} \cdot P_{\text{Met}}^0 = 0,49 \cdot 88,7 = 43,5 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{Et}} = X_{\text{Et}} \cdot P_{\text{Et}}^0 = 0,51 \cdot 44,5 = 22,7 \text{ mmHg}$$

Por tanto, la presión de vapor total será:

$$P_{\text{T}} = P_{\text{Met}} + P_{\text{Et}} = 43,5 + 22,7 = 66,2 \text{ mmHg}$$

La fase vapor en equilibrio con el líquido tendrá una composición:

$$P_{\text{p}_i} = P_{\text{T}} Y_i \quad Y_{\text{Et}} = \frac{P_{\text{Et}}}{P_{\text{T}}} = \frac{22,7}{66,2} = 0,34$$

### PROPIEDADES COLIGATIVAS

- 1-6. Si se considera que el agua del mar es una disolución al 3,5 % en peso de NaCl, calcular:

- La temperatura a la cual el agua de mar se congela ( $i = 1,8$ )
- El punto de congelación de la disolución resultante después de eliminar el 60 % del agua ( $i = 1,7$ )
- Calcular la presión osmótica del agua del mar (apartado a) y la presión necesaria para extraer agua pura a partir de agua de mar por ósmosis inversa. Suponer que la densidad del agua marina es  $1 \text{ g cm}^{-3}$  y su temperatura de  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ .

Datos:  $K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C kg mol}^{-1}$        $M_{\text{rNaCl}} = 58,5 \text{ g mol}^{-1}$

#### Resolución

- a) La temperatura a la que el agua de mar se congela es inferior a la que lo hace el agua pura. Este descenso crioscópico está relacionado con la cantidad de soluto en disolución mediante la ecuación:

$$\Delta T = i K_c m$$

Calculamos la molalidad de la disolución de NaCl (agua de mar). En 100 g de disolución hay:  $100 - 3,5 = 96,5 \text{ g}$  de agua.

Por tanto, la masa de NaCl disuelta en 1000 g de  $\text{H}_2\text{O}$  será:

$$3,5 \frac{1000}{96,5} = 36,269 \text{ g de NaCl por 1 kg de agua}$$

La molalidad de la disolución se calcula como:

$$m = \frac{36,269}{\frac{58,5}{1}} = 0,62 \text{ m}$$

Siendo el descenso crioscópico:  $\Delta T_c = i K_c m = 1,8 \cdot 1,86 \cdot 0,62 = 2,08^\circ \text{C}$  y la temperatura de congelación:  $T_c = -2,08^\circ \text{C}$

- b) Siguiendo el mismo proceso que en el apartado a) se procede a calcular la molalidad de la nueva disolución.

Los gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  que quedan serán:  $96,5 \cdot \frac{40}{100} = 38,5 \text{ g H}_2\text{O}$

Por lo que los gramos de  $\text{NaCl}$  disueltos en 1000 g de  $\text{H}_2\text{O}$ :

$3,5 \frac{1000}{38,5} = 90,67 \text{ g de NaCl por 1 kg de agua, resultando una molalidad de:}$

$$m = \frac{90,67}{\frac{58,5}{1}} = 1,55 \text{ m}$$

Siendo el descenso crioscópico:  $\Delta T_c = i K_c m' = 1,7 \cdot 1,86 \cdot 1,55 = 4,90^\circ \text{C}$  y la temperatura de congelación:  $T_c = -4,9^\circ \text{C}$

- c) La ósmosis tiene lugar cuando dos disoluciones de diferente concentración, separadas por una membrana semipermeable, tienden a igualar sus concentraciones por el flujo neto de disolvente del medio más diluido al más concentrado. La presión necesaria para detener el flujo osmótico se denomina presión osmótica de la disolución ( $\pi$ ). La ósmosis inversa ocurre cuando el sentido de este proceso se invierte aplicando sobre el lado de la disolución más concentrada una presión superior a su presión osmótica. Aplicando este proceso de ósmosis inversa, se puede extraer de agua pura a partir de agua de mar.

La presión osmótica viene dada por la expresión:

$$\pi V = i nRT; \quad \pi = i \frac{n}{V} RT = i MRT$$

Si la concentración de  $\text{NaCl}$  en el agua del mar es 3,5 %, en 1000 g (1 L, suponiendo  $d = 1 \text{ g cm}^{-3}$ ) habrá 35 g de  $\text{NaCl}$ , por lo que su presión osmótica será:

$$\pi = 1,8 \cdot \frac{35}{\frac{58,5}{1}} \cdot 0,082 (273 + 25) = 26,3 \text{ atm}$$

Aplicando presiones superiores a 26,3 atm, se podrá invertir el proceso espontáneo de ósmosis y extraer así el agua pura a partir del agua del mar.

- 1-7. Una disolución acuosa al 14,2 % de un alcohol, congela a 267,87 K. Calcular la masa molar del alcohol si la constante crioscópica molar del agua es  $1,86 \text{ }^\circ\text{C kg mol}^{-1}$ .

**Resolución**

$$100 - 14,2 = 85,8 \text{ g agua}$$

$$273 - 267,87 = 5,13 \text{ }^\circ\text{C} = \Delta T_c$$

$$\Delta T_c = K_c m \Rightarrow 5,13 = 1,86 m \Rightarrow m = 2,76 \frac{\text{moles alcohol}}{\text{kg de agua}}$$

$$2,76 = \frac{\text{g alcohol}}{\text{kg agua}} = \frac{14,2}{0,0858} \Rightarrow \text{Mr} = 60 \text{ g mol}^{-1}$$

- 1-8. El punto de congelación de una disolución 0,01 m de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es  $-0,052 \text{ }^\circ\text{C}$ . Decidir qué proceso de ionización del ácido predomina a esta concentración:



¿Qué fracción de ácido se ioniza?

Dato:  $K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C kg mol}^{-1}$

**Resolución**

La variación en la temperatura de congelación de una disolución respecto al disolvente puro, viene dada por la expresión:

$$\Delta T_c = i K_c m \Rightarrow 0,052 = i 1,86 \cdot 0,01 \Rightarrow i = 2,79$$

El valor de  $i \approx 3$  nos indica que el ácido a esta concentración se ioniza predominantemente por la reacción que origina 3 iones:



El grado de disociación  $\alpha$ , se puede calcular a partir del factor de van't Hoff,  $i$ , a partir de la relación  $\alpha = \frac{i-1}{n-1}$ , siendo  $n$  el número de iones en los que se disocia la molécula.

$$\alpha = \frac{2,79-1}{3-1} = 0,895$$

Fracción de ácido ionizado = 89,5 %

## **PROBLEMAS PROPUESTOS**

### CÁLCULO DE CONCENTRACIONES

**1-9.** Calcular el volumen de ácido clorhídrico de densidad 1,18 g mL<sup>-1</sup> y riqueza del 37 % necesario para preparar 200 mL de ácido clorhídrico 0,2 M.

#### **Resultado**

$$V = 3,34 \text{ mL}$$

**1-10.** Se preparan 800 cm<sup>3</sup> de una disolución de densidad 1,103 g cm<sup>-3</sup> disolviendo 120 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en agua. Determinar su concentración expresándola en porcentaje en peso,  $m$ , N, X, M.

#### **Resultados**

$$13,6 \% \text{ H}_2\text{SO}_4; \quad 1,6 \text{ } m; \quad 3,06 \text{ N}; \quad 1,53 \text{ M};$$

$$X_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,028; \quad X_{\text{H}_2\text{O}} = 0,972$$

**1-11.** Se prepara una disolución añadiendo 144 g de CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH a 96 g de agua. La densidad de la disolución resultante es 0,891 g cm<sup>-3</sup>. Calcular para el etanol:

- a) El % en peso
- b) La fracción molar
- c) La molaridad
- d) La molalidad

**Resultados**

- a) 60 %   b)  $X_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 0,37$ ;  $X_{\text{H}_2\text{O}} = 0,63$    c)  $M = 11,6$    d)  $m = 32,6$

**EXTRACCIÓN LÍQUIDO-LÍQUIDO**

**1-12.** Uno de los métodos industriales utilizados para obtener café descafeinado, consiste en extraer la cafeína de los granos verdes de café con cloruro de metileno ( $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ). Si el coeficiente de reparto de la cafeína entre el cloruro de metileno y el agua es 4,29, calcular:

- a) ¿qué cantidad de cafeína quedará disuelta en  $10 \text{ cm}^3$  de una disolución acuosa que contenía inicialmente 0,06 g de cafeína, después de tratarla con  $15 \text{ cm}^3$  de cloruro de metileno?  
b) ¿cuál hubiese sido el resultado si se hubiesen hecho dos extracciones sucesivas con  $7,5 \text{ cm}^3$  de cloruro de metileno cada una?

**Resultados**

- a) 8,07 mg de cafeína en agua      b) 3,37 mg de cafeína en agua

**1-13.** Se necesita extraer ácido benzoico de una disolución de queroseno. Para ello se toman 100 mL de una disolución que contiene 5 g de ácido, y se le añade 25 mL de agua que actúa como disolvente, quedando en la disolución de queroseno 0,1 g de ácido benzoico. ¿Cuál es el coeficiente de distribución entre el agua y el queroseno?

**Resultado**

$$K = 196$$

**1-14.** El yodo ( $\text{I}_2$ ) contenido en 25 mL de una disolución acuosa 0,01 M se extrajo con 10 mL de  $\text{CCl}_4$ . Después de la extracción se determinó que la concentración de  $\text{I}_2$  que quedaba en la fase acuosa era de  $1,12 \cdot 10^{-4}$  M. Calcular el coeficiente de reparto del  $\text{I}_2$  entre el  $\text{CCl}_4$  y el  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Resultado**

$$K = 220,7$$

**PRESIÓN DE VAPOR**

**1-15.** Una disolución formada por 17 g de un soluto no volátil en 85 g de benceno a 25 °C tiene una presión de vapor 11,5 mmHg inferior a la presión de vapor del benceno puro. Calcular el peso molecular del soluto sabiendo que a presión de vapor del benceno a 25 °C es 95,1 mmHg.

Dato:  $M_{r_{C_6H_6}} = 78 \text{ g mol}^{-1}$

**Resultado**

$$M_r = 113,4 \text{ g mol}^{-1}$$

**1-16.** A 80 °C la presión de vapor del butirato de metilo es 361 mmHg y la del acetato de etilo 833 mmHg. Una disolución de ambos ejerce una presión de 700 mmHg.

- Calcular la composición del líquido y del vapor en equilibrio con él
- Si dicho vapor se condensa, ¿cuál es la composición del líquido obtenido?
- ¿Cuál es la presión de vapor de la nueva mezcla a 80 °C?
- ¿Cuál es la composición del vapor en equilibrio con el líquido obtenido en el apartado b)?

**Resultados**

- $X_{\text{but}} = 0,28$  ;  $X_{\text{Ac}} = 0,72$  ;  $Y_{\text{but}} = 0,14$  ;  $Y_{\text{Ac}} = 0,86$
- $X'_{\text{but}} = 0,14$  ;  $X'_{\text{Ac}} = 0,86$     c)  $P_T = 766,9 \text{ mmHg}$
- $Y'_{\text{but}} = 0,066$  ;  $Y'_{\text{Ac}} = 0,934$

**1-17.** El metanol y el etanol forman disoluciones prácticamente ideales. Sus presiones de vapor a 20 °C son respectivamente 88 y 41 mmHg. A esta temperatura el vapor en equilibrio con una determinada disolución de las dos sustancias tiene una fracción molar de metanol de 0,5. Calcular la composición de esta disolución y su presión de vapor total.

**Resultados**

$$X_{\text{met}} = 0,32$$
 ;  $X_{\text{et}} = 0,68$  ;  $P_T = 56,04 \text{ mmHg}$

**Para seguir leyendo haga click aquí**