

TEST DE QUÍMICA CON ENUNCIADOS FORMATIVOS

DISOLUCIONES 3 (continuación)

50. Aunque Michel Faraday, en 1820, había estudiado la variación del punto de ebullición del disolvente al agregar un soluto, será Raoult el que desarrolle la teoría de su determinación, pero existía un problema técnico. Las modificaciones eran tan pequeñas, que apenas eran apreciables en los termómetros al uso, por eso, sólo se pudieron encontrar cuando Beckmann en 1889 creó unos termómetros especialmente sensibles y con una escala que apreciaba pequeñas variaciones. Así si te dicen que al pesar 7g de un sólido desconocido, y disolverlo en 100g de agua, el punto de ebullición de ésta en cualquier sitio aumenta en $0,2^{\circ}\text{C}$, dirás que la masa molar de dicha sustancia en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ es aproximadamente de:

- a) 100 b) 180 c) 150 d) 90 e) Ninguno de los valores dados

Constante ebulloscópica del agua = $0,52 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$

SOLUCIÓN:

Teniendo en cuenta que $\Delta t = km$ y que $m = \frac{n_s}{\text{kg}_d}$; y que el incremento celsius es igual al kelvin. Sustituyendo:

$0,2\text{K} = 0,52\text{K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1} m$; $m = 0,38 \text{ mol kg}^{-1} = n_s/0,1\text{kg}$; $n_s = 0,038\text{moles} = 7\text{g}/MM$; $MM = 182\text{g/mol}$, que corresponde a la propuesta b

51. Aunque en la actualidad parezca no tener mucho mérito los sistemas empleados por Raoult para la determinación de pesos moleculares, hay que tener en cuenta la época en la que ocurría esto, ya que estaba de ministro de educación en Francia, Marcellin Berthelot, otro conocido científico que propugnaba porque el peso atómico del oxígeno era 8, y la fórmula del agua OH , y que había prohibido la enseñanza de la teoría atómica en los liceos y universidades, y todo el cálculo de Raoult se basaba en considerar el peso atómico del oxígeno 16, y la fórmula del agua similar a la actual. Por lo tanto iba en contra de las tesis oficiales francesas, y sus investigaciones no eran valoradas. Si en vez de agua se empleara otro disolvente, habría que emplear otra constante, referida al disolvente en cuestión. Así si te dicen que una misma cantidad de soluto, disuelta en 100gramos de etanol, produce un poco más del doble de aumento ebulloscópico que en la misma cantidad de agua, dirás que la constante ebulloscópica de dicho disolvente será :

- a) La mitad que la del agua b) El doble que la del agua
c) Cuatro veces la del agua d) La cuarta parte que la del agua

SOLUCIÓN:

Si el aumento en etanol es poco más del doble que en agua, como la molalidad es la misma, la constante ebulloscópica deberá experimentar el mismo aumento, por lo que es correcta la b.

52. La orina humana, puede presentar variaciones de concentración de soluto, según las condiciones fisiológicas del individuo desde 0 a 1,6m, estas condiciones hacen que el mínimo punto de congelación de la orina llegue a ser aproximadamente de:

- a) Un grado bajo 0 b) Dos grados bajo 0
c) Tres grados bajo cero d) Cuatro grados bajo cero

Constante crioscópica del agua = $1,86 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$

SOLUCIÓN:

Si $m = 1,6$. Aplicando la expresión $\Delta t = km$; $pC = -2,976^{\circ}\text{C}$. La respuesta correcta es la c.

56. Si te dicen que de un cuerpo humano de 70kg se puede extraer la glicerina necesaria para producir cierta cantidad de explosivo, no lo crearás, sin embargo dicha sustancia forma parte de tus grasas. Esta glicerina descubierta por Scheele en 1779, y llamada así por su sabor dulce, aunque muy viscosa, se mezcla perfectamente con el agua, empleándose como líquido anticongelante, al poderse preparar disoluciones de elevada molalidad. Por eso si pretendemos que el agua del radiador de un coche aguante por lo menos una temperatura mínima de -15°C , tendrás que mezclar a 1200g de agua, una cantidad de glicerina o propanotriol de:

- a) 920g b) 890g c) 850g
d) 720g e) Nada de lo dicho.

MASAS ATÓMICAS: C,12- H,1-O,16. Constante crioscópica del agua = $1,86 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$

SOLUCIÓN:

El propanotriol, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, tiene una masa molar de $92 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Como $\Delta t = km$; $(0 - (-15))^{\circ}\text{C} = 1,86^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1} \frac{g}{1,2\text{kg}}$, de lo que $g=890$ gramos. Es correcta la propuesta b

57*. El punto de ebullición de una disolución acuosa de cierto soluto X, es $100,52^{\circ}\text{C}$, cuando dicha disolución está formada por :

- a) Un mol de cualquier sal en 1000g de agua
b) 1 mol de un soluto no volátil en 1000mL de agua
c) El número de Avogadro de partículas de soluto no volátil por 1000g de agua
d) 1 equivalente gramo de soluto no volátil por litro de disolución
e) 1 equivalente de un ácido o una base en 1L de disolución

Constante ebulloscópica del agua = $0,52 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$

SOLUCIÓN:

Si se toma el punto de ebullición del agua, como 100°C , al aplicar la fórmula $\Delta t = km$, teniendo en cuenta que $n_s=1$, y la masa del disolvente en kilos es 1kg

$t_F - 100 = 0,52^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1} \frac{1\text{mol}}{1\text{kg}}$; $t_F=100,52^{\circ}\text{C}$ que corresponde a la propuesta b y a la c, porque el n° de Avogadro de partículas de soluto no volátil equivale a 1 mol. La a y la e, no son correcta ya que se trata de solutos disociables.

58. La ley de Raoult se aplica en ebulloscopia y crioscopia de las disoluciones, para determinar pesos moleculares. Sin embargo para que se puedan aplicar es necesario que éstas sean:

- a) Diluidas, iónicas o moleculares
b) Concentradas y iónicas
c) Diluidas y sólo moleculares
d) Diluidas y sólo iónicas
e) Concentradas y moleculares

SOLUCIÓN:

La solución es la c, porque cuando son concentradas o iónicas se deberán introducir en las fórmulas anteriores factores modificatorios.

59. El yodo es un compuesto covalente sólido que sublima fácilmente simplemente con el calor de la mano, formando vapores violetas, de ahí su nombre, que en griego indica ese color. Es muy poco soluble en el agua, y sí en disolventes orgánicos no polares, como el tetracloruro de carbono, que es un líquido de considerable densidad (1,6g/mL). Si se disuelven 5g de yodo en 100mL de tetracloruro de carbono, observas que el punto de ebullición de la disolución formada, aumenta en 1,2°C. Si la constante ebulloscópica molal del tetracloruro de carbono es 4,88 K.kg.mol⁻¹, dirás que la masa molar del yodo es aproximadamente:

- a) 127 b) 254 c) 381 d) 310 e) Ninguno de los valores dados

SOLUCIÓN:

Como $\Delta t = km$; $(1,2^\circ C = 4,88^\circ C \cdot kg \cdot mol^{-1} \frac{MASA MOLAR}{0,100L \cdot \frac{1,6kg}{L}})$, de lo que masa molar = 254 g.mol⁻¹. Es correcta la propuesta

b

60. En 1888, Raoult observó el efecto de los solutos inorgánicos en las propiedades físicas de las disoluciones. Curiosamente las desviaciones eran proporcionales a los pesos moleculares de los solutos multiplicados por dos, tres o cuatro. Este comportamiento lo explicaba sugiriendo que las sales inorgánicas se rompían en pequeños componentes que llamó “moléculas químicas”. Según eso, disoluciones de igual molalidad de sulfato sódico, sulfato cálcico, sulfato de aluminio y sulfato de estaño(IV), la que presenta una mayor depresión en el punto de congelación es la de:

- a) Sulfato sódico b) Sulfato cálcico
c) Sulfato de aluminio d) Sulfato de estaño(IV)

SOLUCIÓN:

Las moléculas químicas de Raoult, serán explicadas más tarde por Arrhenius, como producto de la disociación electrolítica y por lo tanto, al disociar las formas se tendrá que:

Sulfato sódico $Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$ (3 iones)

Sulfato cálcico $CaSO_4 \rightarrow Ca^{2+} + SO_4^{2-}$ (2 iones)

Sulfato de aluminio $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$ (5 iones)

Sulfato de estaño(IV) $Sn(SO_4)_2 \rightarrow Sn^{4+} + 2SO_4^{2-}$ (3 iones)

Por lo tanto según Raoult el que presentará mayor depresión será el que produzca mayor número de “moléculas químicas”, o sea iones, que corresponderá al sulfato de aluminio.

61*. El comportamiento anómalo de las disoluciones de ácidos, bases y sales en cuanto a sus propiedades coligativas, motivó que Arrhenius introdujera un factor modificador en las expresiones matemáticas de las leyes de Raoult, que llamó factor i o factor de Van't Hoff, porque lo había llamado así este científico cuando lo introdujo para explicar las alteraciones que experimentaban las propiedades coligativas de las disoluciones, cuando el soluto era un ácido, una base o una sal, que es:

- a) Siempre mayor que 1
b) Igual a 1 si no se disocia el soluto
c) El número de partículas dispersas o disociadas de soluto por una inicial
d) La relación entre el valor de la propiedad determinada experimentalmente y el determinado teóricamente
e) La relación entre el número de partículas dispersas en la disolución y el número de las que inicialmente se disuelven.

SOLUCIÓN:

Todas las propuestas son correctas

62. Guldberg, es conocido por los estudiantes por la ley de acción de masas, publicada junto con Waage en 1870, sin embargo mucho antes había trabajado sobre las presiones de vapor de los disolventes y de las disoluciones, antes que Raoult, y había establecido que sus variaciones aumentaban cuando lo hacían las concentraciones del soluto, lo que influiría en las variaciones de puntos de ebullición y congelación. Si se dispone de 5 disoluciones:

1: Hidróxido sódico 3m (totalmente disociada)

2: Cloruro cálcico 3m (totalmente disociada)

3: Alcohol etílico 3m

4: etilenglicol (etanodiol) 3m

5: Agua destilada

La que presenta mayor variación en el punto de ebullición será la:

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5

SOLUCIÓN:

A igualdad de molalidad y constante ebulloscópica, dependerá del factor de Van't Hoff, i que depende del número de iones en las que se disocia las soluciones salinas (1 y 2), por lo tanto el cloruro cálcico que produce 3 iones será la que presente mayor punto de ebullición. La respuesta correcta es la 2.

63. Dadas las disoluciones:

1. Un mol de glucosa en 1000g de agua

2. Un mol de ácido sulfúrico en 1L de agua

3. Un mol de ácido sulfúrico en 1L de disolución

4. 0,5 moles de ácido sulfúrico en 1000g de agua

5. 0,5 moles de ácido sulfúrico en 1000g de disolución.

Si k_c es 1,86K.kg/mol para el agua, presentará un mayor descenso en el punto de congelación la:

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5

y también dirás que la que presenta menor presión de vapor a 25°C deberá ser la:

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5

Densidad media del ácido sulfúrico en estas condiciones 1,5 g/mL. Masas atómicas S=32, O=16, H=1

SOLUCIÓN:

La disminución del punto de congelación $\Delta t = k_m i$, siendo $i > 1$, para ácidos, bases y sales. Por lo tanto se descarta la número 1. En el caso 2, el descenso es mayor que en el 3, ya que aunque el soluto y el factor i son iguales, la molalidad 2 es mayor que la 3, puesto que la cantidad de disolvente en la 3 es mayor que en la 2. $gD3 = 1000mL * 1,5g/mL = 1500g$, y los gramos de disolvente puro serán 1500g - 1mol(98g/mol) > 1000g de agua. La 4 y la 5 producirán una menor disminución ya que el soluto es 0,5 moles. Por lo tanto la propuesta correcta es la b, en el primer caso.

En el segundo caso, ocurrirá lo mismo ya que la fracción polar y la molalidad son proporcionales

64. El valor del máximo factor de Van't Hoff de una sal del tipo A_2B_3 deberá ser igual a :

a) 3 b) 4 c) 5 d) 2 e) 1

SOLUCIÓN:

Al disociar la sal completamente para obtener un máximo factor de Van't Hoff, teniendo en cuenta que es la relación entre el número de iones formados frente al inicial.

$A_2B_3 \rightarrow 2A^{3+} + 3B^{2-}$ (5 iones), por lo tanto la propuesta correcta es la c

65. Determinado compuesto insoluble en el agua y si en benceno (C_6H_6), rebaja la presión de vapor es éste, desde 98,6 a 86,9 mmHg, cuando se disuelven 106,3g de aquél en 863,5 g de benceno. Por ello dirás que:

- a) Se trata de un compuesto iónico
- b) El soluto es polar
- c) La sustancia a disolver no se disocia
- d) El compuesto será covalente, presumiblemente orgánico, sin grupos alcoholes, ácidos o carbonilos
- e) El peso molecular del compuesto es 71

MASAS ATÓMICAS: C,12- H,1-O,16.

SOLUCIÓN

Dado el compuesto desconocido es soluble en un disolvente no polar (benceno) y no en agua, nunca se podrá tratar de un compuesto iónico ni polar, por lo que las propuestas a y b son incorrectas. Tampoco es un ácido, base o sal, por lo que no se disocia, como indica la propuesta c, por lo que se tratará de un compuesto posiblemente orgánico no polar como indica la propuesta d en el factor de Van't Hoff es 1. La masa molar(MM) del benceno es $12*6+1*6=78g.mol^{-1}$

Teniendo en cuenta que $p/p_0 = X_s$ $\frac{98,6 - 86,9}{98,6} = \frac{\frac{106,3g}{MM}}{\frac{106,3g}{MM} + \frac{863,5g}{78g.mol^{-1}}}$ Para resolverlo mejor, invertimos la

expresión y simplificamos $8,43 = 1 + \frac{863,5.MM g.mol^{-1}}{106,3.78}$; $MM=71,3 g.mol^{-1}$, que corresponde a la propuesta e

66.El sodio recibe su nombre, propuesto por Davy, su descubridor, a finales de 1807, de la soda, sosa en castellano; su hidróxido. Este cristaliza en escamas blancas, y sin embargo su nombre deriva del árabe sauda, negro, pues se extraía de plantas que formaban barro negro en las marismas. Pues bien, este hidróxido es bastante soluble en agua, y si preparas una disolución a 20 C, con 160 g. del mismo, y 540g.de agua, y el factor de Van't Hoff, es 1,85 , la presión de vapor de ésta pasa en mm.Hg de 17,53 hasta:

- a) 15
- b) 14
- c) 13
- d) 17
- e) Ninguno de los valores dados

DATOS: Na,23/H,1/O,16.

SOLUCIÓN:

Dado que se trata de un hidróxido la expresión que afecta a los moles de soluto, deberá modificarse en el factor de Van't Hoff, i, por lo que la expresión general será: $\frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{n_s i}{n_s i + n_d}$. Dado que las masas molares del NaOH (soluto) y del disolvente(agua), son respectivamente 40 y $18 g.mol^{-1}$, sustituyendo los valores:

$$\frac{17,53mmHg - p}{17,53mmHg} = \frac{\frac{160g}{40g.mol^{-1}} 1,85}{\frac{160g}{40g.mol^{-1}} 1,85 + \frac{540g}{18g.mol^{-1}}} = \frac{7,4}{7,4 + 30} = 0,198. \quad \text{De lo que } p=14mmHg. \text{ Es correcta la b.}$$

67. Svante Arrhenius, tercer Nóbel de Química, casi suspende su examen de doctorado, cuando propuso que ácidos, bases y sales se disociaban en iones, nombre creado por Faraday para las partículas cargadas que se descargaban en la electrólisis. El título de la propuesta era "Acerca de la disociación de las sustancias disueltas en el agua", y en ella, iba incluido el concepto de grado de disociación α , o partículas que se disociaban respecto a una inicial. Este hecho conectaba con el factor de Van't Hoff, i que había que introducir para que se cumpliera la ley de Raoult, de forma que éste sería igual a la unidad (su valor mínimo) mas el incremento debido al número de iones formados n; $i=1+\alpha(n-1)$. Por eso si el grado de disociación de una sal de fórmula general AB_2 es 0,5, dirás que el factor de Van't Hoff, correspondiente a introducir en la ley de Raoult, sería:

- a) 1
- b) 1,5
- c) 2
- d) 2,5
- e) Ninguno de los valores dados

SOLUCIÓN:

Como se disocia: $AB_2 \rightarrow A^{2+} + 2B^{-}$ (3 iones), por lo tanto $i= 1+ 0,5(3-1) =2$. La propuesta correcta es la c.

68. Gay Lussac, el científico conocido por el desarrollo de las leyes volumétricas de los gases, se hizo famoso por iniciar a principios del XIX, las volumetrías ácido base, basada en las reacciones de neutralización. Para ello tenías que preparar una disolución valorada esto es, con una concentración precisa. Si quieres preparar 250 mL de una disolución de ácido nítrico 1N, dirás que la cantidad de ácido del 60% de riqueza y $1,25 \text{ g/cm}^3$ de densidad que deberás tomar será aproximadamente de:

- a) 15 mL b) 32 mL c) 21 mL
 d) 18 mL e) Ninguno de los valores dados

Así mismo si la densidad de la disolución final es $1,1 \text{ g/cm}^3$, y está disociado el 80% .

Dirás que el punto de ebullición de aquella, es aproximadamente de:

- a) $100,4^\circ\text{C}$ b) $101,1^\circ\text{C}$ c) $100,9^\circ\text{C}$
 d) $101,5^\circ\text{C}$ e) Ninguno de los valores dados

DATOS: MASAS ATOMICAS: N,14/O,16/H,1. Constante ebulloscópica del agua = $0,52 \text{ K.kg.mol}^{-1}$

SOLUCIÓN:

Se calcula el número de g que hacen falta para preparar 250 mL de disolución 1N de ácido nítrico

$$\text{equivalentes} = \frac{1 \text{ equival}}{L} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,25 \text{ equivalentes}; \text{ moles} = 0,25 \text{ equivalentes} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{\text{equivalente}} = 0,25 \text{ moles}$$

$$0,25 \text{ moles} \cdot \frac{63 \text{ g}}{\text{mol}} = V \cdot \frac{1,25 \text{ g}}{\text{mL}} \cdot 0,60; V = 21 \text{ mL}$$

La segunda parte se calcula a partir de $\Delta t = k m i$, para eso hay que determinar la molalidad y el factor de Van't Hoff

Como $i = 1 + (n-1)$ y el ácido nítrico es monoprótico $\text{AH} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}^+$, se forman 2 iones; $i = 1 + 0,8(2-1) = 1,80$

Como dispones de 0,25 moles de HNO_3 , equivalen a 15,75 g de soluto, obteniéndose 250 mL de disolución de densidad $1,1 \text{ g/mL}$, que corresponden a 275 g, de lo que se deduce que habrán $275 - 15,75 \text{ g}$ de disolvente puro = $259,25 \text{ g} = 0,259 \text{ kg}$.

Llevando estos valores a la expresión general:

$$t_F - 100 = 0,52^\circ \text{C.kg.mol}^{-1} \cdot \frac{0,25 \text{ moles}}{0,259 \text{ kg}} \cdot 1,8 = 0,9, \quad \text{por lo que el punto de ebullición es } 100,9^\circ\text{C}$$

69. Ya en 1938, la British Interplanetary Society, sugirió la utilización de disoluciones de hidróxido sódico para eliminar de las cabinas espaciales el dióxido de carbono producido por los astronautas, nada menos que 924 gramos al día. Si el viaje durara una semana y la solubilidad del NaOH, a esa temperatura es de 100 g por 100 g de agua, y el si el grado de disociación es del 80%.

Dirás que :

- a) Se deberá disponer de 40 g de hidróxido sódico (s).
 b) La masa total de la disolución que tienen que preparar es aproximadamente de 23 kg y medio
 c) La disolución deberá tener una molalidad de 12,5
 d) La temperatura a la que herviría, sería aproximadamente de 110°C

DATOS: MASAS ATOMICAS: Na=23/O=16/H=1/C=12. Constante ebulloscópica del agua = $0,52 \text{ K.kg.mol}^{-1}$

SOLUCIÓN:

Reacción química: $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Masa molar del $\text{CO}_2 = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g.mol}^{-1}$. $n_{\text{CO}_2} = (924 \text{ g día}^{-1} / 44 \text{ g.mol}^{-1}) (7 \text{ días}) = 147 \text{ moles de } \text{CO}_2$ en una semana.

moles de NaOH = $147 \text{ moles de } \text{CO}_2 \cdot (2 \text{ moles de NaOH/mol de } \text{CO}_2) = 294 \text{ moles}$.

La masa molar del NaOH = $23 + 17 + 1 = 40 \text{ g.mol}^{-1}$. $294 \text{ moles} \cdot 40 \text{ g.mol}^{-1} = 11760 \text{ g}$.

Por lo tanto la propuesta a no es correcta.

Como la solubilidad del NaOH es de 100 g de NaOH por 100 g de agua, harán falta 11760 g de agua, y la masa de la disolución será: $11760 \cdot 2 = 23520 \text{ g}$.

$M = n/\text{kgd} = 147 \text{ moles} / 11,76 \text{ kg} = 12,5 \text{ molal}$

Se va a aplicar la ley de la ebulloscopia, a una disolución concentrada de una base, por lo tanto la solución es aproximada $i = 1 + (n-1) = 1 + 0,8(2-1) = 1,8$; $\Delta t = k m i = 0,52 \text{ K.kg.mol}^{-1} \cdot 12,5 \text{ moles kg}^{-1} \cdot 1,8 = 11,7$. Por lo tanto si se considera que el agua en condiciones normales, hierve a 100°C , la disolución herviría a $111,7^\circ$. Por lo tanto también son correctas las propuestas b y c.