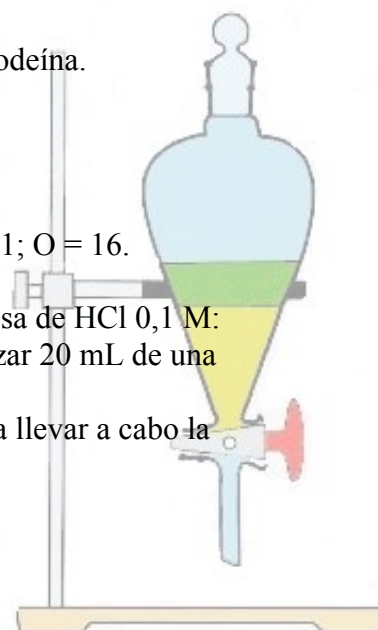
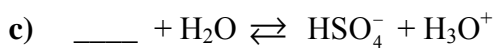
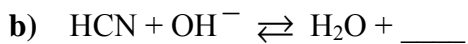
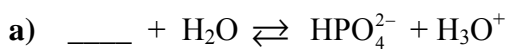


- 1.- El pH de 1 L de disolución acuosa de hidróxido de litio es 13. Calcule:
- Los gramos de hidróxido que se han utilizado para prepararla.
 - El volumen de agua que hay que añadir a 1 L de la disolución anterior para que su pH sea 12. Suponga que los volúmenes son aditivos.
- Masas atómicas: O = 16; H = 1; Li = 7.
- 2.- Para las especies CN^- , HF y CO_3^{2-} , en disolución acuosa:
- Escriba, según corresponda, la fórmula del ácido o de la base conjugados.
 - Justifique, mediante la reacción correspondiente, el carácter ácido o básico que es de esperar de cada una de las disoluciones.
- 3.- En el laboratorio se tienen dos recipientes: uno contiene 15 mL de una disolución acuosa de HCl de concentración 0,05 M y otro 15 mL de una disolución acuosa 0,05 M de CH_3COOH . Calcule:
- El pH de cada una de las disoluciones.
 - La cantidad de agua que se deberá añadir a la disolución más ácida para que el pH de ambas sea el mismo. Suponga que los volúmenes son aditivos.
- Dato: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
- 4.- En medio acuoso, según la teoría de Brønsted-Lowry:
- Justifique el carácter básico del amoníaco.
 - Explique si el CH_3COONa genera pH básico.
 - Razone si la especie HNO_2 puede dar lugar a una disolución de $\text{pH} > 7$
- 5.- Para las siguientes sales: NaCl, NH_4NO_3 y K_2CO_3
- Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a su disolución en agua.
 - Clasifique las disoluciones en ácidas, básicas o neutras.
- 6.- La codeína es un compuesto monobásico de carácter débil cuya constante K_b es $9 \cdot 10^{-7}$. Calcule:
- El pH de una disolución acuosa 0,02 M de codeína.
 - El valor de la constante de acidez del ácido conjugado de la codeína.
- 7.- En 500 mL de agua se disuelven 3 g de CH_3COOH . Calcule:
- El pH de la disolución.
 - El tanto por ciento de ácido ionizado.
- Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.
- 8.- Se dispone de un recipiente que contiene una disolución acuosa de HCl 0,1 M:
- ¿Cuál es el volumen de esa disolución necesario para neutralizar 20 mL de una disolución 0,02 M de hidróxido de potasio?
 - Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior.



ÁCIDO BASE QCA 09 ANDALUCÍA

9.- Complete los siguientes equilibrios ácido-base e identifique los pares conjugados, según la teoría de Brønsted-Lowry:



10.- En una disolución acuosa 0,03 M de amoníaco, este se encuentra disociado en un 2,4 %. Calcule:

a) El valor de la constante de disociación de la base.

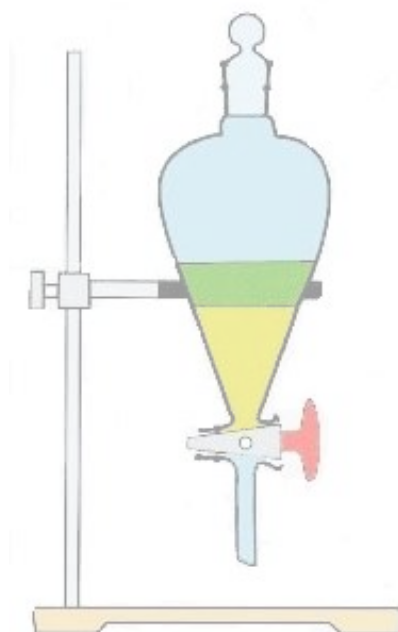
b) ¿Qué cantidad de agua habrá que añadir a 100 mL de dicha disolución para que el pH de la disolución resultante sea 10,5? Suponga que los volúmenes son aditivos.

11.- Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Un ácido puede tener carácter débil y estar concentrado en disolución.

b) Un ión negativo puede ser un ácido.

c) Existen sustancias que pueden actuar como base y como ácido.



ÁCIDO BASE QCA 09 ANDALUCÍA

1.- a) Calculamos el pOH

$$pOH = 14 - pH = 1$$

calculamos la concentración de iones OH^-

$$\log[OH^-] = -1 \quad [OH^-] = 10^{-1} = 0,1 \text{ mol } L^{-1}$$

como el hidróxido de litio es $Li(OH)$ y es un electrolito fuerte, su concentración molar será igual a la de OH^- y como se trata de 1 L de disolución, calculamos el número de moles de $Li(OH)$

$$n = M \cdot V = 0,1 \text{ mol } L^{-1} \cdot 1 L = 0,1 \text{ mol}$$

calculamos los gramos de $Li(OH)$, $Mm = 24 \text{ g/mol}$

$$m = n \cdot Mm = 0,1 \text{ mol} \cdot 24 \text{ g mol}^{-1} = 2,4 \text{ g}$$

b) Calculamos el pOH

$$pOH = 14 - pH = 2$$

calculamos la concentración de iones OH^-

$$\log[OH^-] = -2 \quad [OH^-] = 10^{-2} = 0,01 \text{ mol } L^{-1}$$

El número de moles de soluto sigue siendo el mismo porque sólo añadimos agua. Calculamos el volumen de la nueva disolución

$$V = \frac{n_{sol}}{M} = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,01 \text{ mol } L^{-1}} = 10 L$$

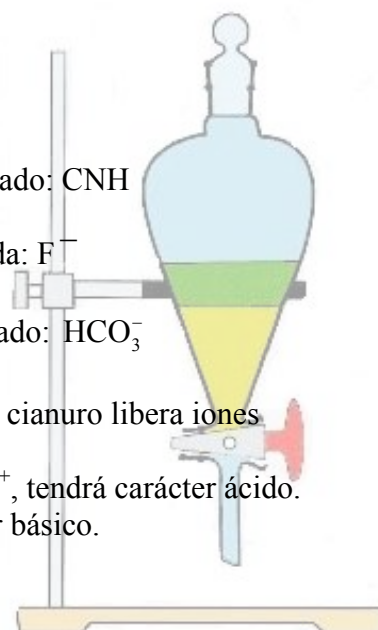
en consecuencia, habrá que añadir 9 L de agua.

2.- a) $CN^- + H_2O \rightarrow CNH + OH^-$ Ácido conjugado: CNH

$FH + H_2O \rightarrow F^- + H_3O^+$ Base conjugada: F^-

$CO_3^{2-} + H_2O \rightarrow HCO_3^- + OH^-$ Ácido conjugado: HCO_3^-

b) Como vemos en las reacciones anteriores, la hidrólisis del ion cianuro libera iones OH^- , por lo tanto tendrá carácter básico. La disolución acuosa del fluoruro de hidrógeno libera iones H_3O^+ , tendrá carácter ácido. La hidrólisis del ion carbonato libera iones OH^- , tendrá carácter básico.

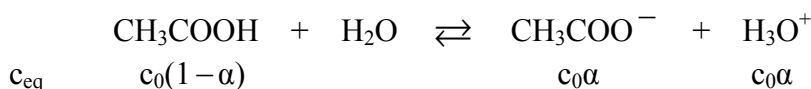


ÁCIDO BASE QCA 09 ANDALUCÍA

3.- a) El ácido clorhídrico es un ácido fuerte y monoprótico, por lo tanto, $[H_3O^+] = 0,05 \text{ mol L}^{-1}$. Calculamos el pH

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(0,05) = 1,3$$

El ácido acético es un ácido débil, formulamos el equilibrio de disociación en el agua y establecemos las concentraciones de cada especie en el equilibrio en función de la concentración inicial c_0 y del grado de disociación α , teniendo en cuenta que el ácido acético es monoprótico



partiendo de la expresión de la constante de equilibrio para el ácido acético y sustituyendo los valores de las concentraciones

$$K_c = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

como el valor de K_c es muy pequeño podemos despreciar α en el denominador

$$K_c = c_0 \cdot \alpha^2 \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_c}{c_0}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,05}} = 0,019 \quad (1,9\%)$$

Calculamos el pH

$$[H_3O^+] = c_0 \alpha = 0,05 \cdot 0,019 = 9,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

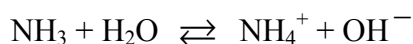
$$pH = -\log(9,5 \cdot 10^{-4}) = 3$$

b) Hay que calcular la cantidad de agua que hay que añadir a la disolución de HCl para que su pH sea igual a 3, es decir, para que su nueva molaridad sea $0,001 \text{ mol L}^{-1}$

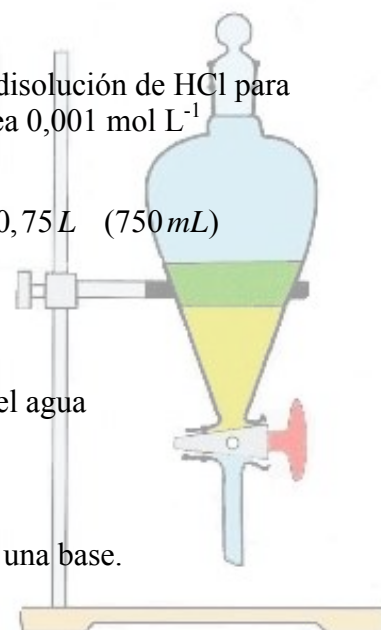
$$M \cdot V = M' \cdot V' \quad V' = \frac{M \cdot V}{M'} = \frac{0,05 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,015 \text{ L}}{0,001 \text{ mol L}^{-1}} = 0,75 \text{ L} \quad (750 \text{ mL})$$

Habrá que añadir $750 \text{ mL} - 15 \text{ mL} = 735 \text{ mL}$

4.- a) Formulamos el equilibrio de disociación del amoníaco en el agua



Como vemos el amoníaco capta un protón del agua, es por tanto una base.

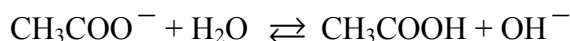


ÁCIDO BASE QCA 09 ANDALUCÍA

4.- b) El acetato sódico es un electrolito que cuando se disuelve en agua se disocia según el proceso

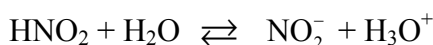


el ion Na^+ no rompe la molécula de agua porque proviene de una base fuerte, el ion acetato proviene de un ácido débil (acético), por lo tanto se trata de una base fuerte que hidroliza la molécula de agua desprendiendo iones OH^-



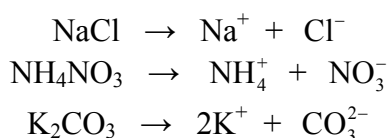
el pH de la disolución será básico.

c) El HNO_2 es un ácido, como vemos en el equilibrio que produce con el agua



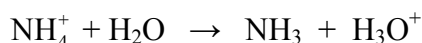
Por lo tanto, nunca podrá producir un pH mayor de 7, sino al contrario, menor de 7

5.- a) Las sales son electrolitos fuertes que al disolverlas en agua se ionizan totalmente según las siguientes reacciones



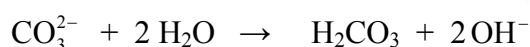
b) El ión Na^+ proviene de una base fuerte (NaOH) es por lo tanto un ácido débil que no hidroliza el agua. El ión Cl^- proviene de un ácido fuerte (HCl), es por lo tanto una base débil que tampoco produce hidrólisis. La disolución de NaCl tendrá un pH neutro.

El ión NH_4^+ es un ácido fuerte ya que proviene de una base débil (NH_3) y se hidroliza según la siguiente reacción

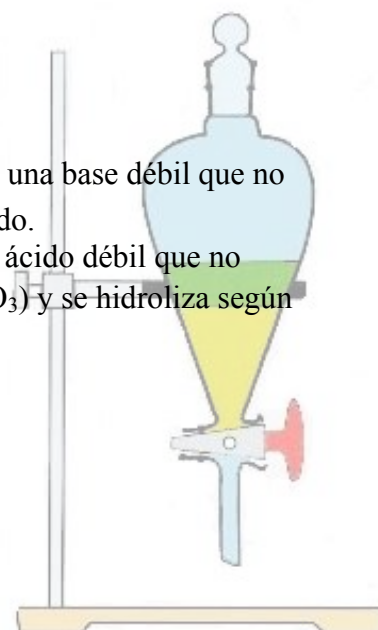


El ión NO_3^- proviene de un ácido fuerte (HNO_3), es por lo tanto una base débil que no produce hidrólisis. La disolución de NH_4NO_3 tendrá carácter ácido.

El ión K^+ proviene de una base fuerte (KOH) es por lo tanto un ácido débil que no hidroliza el agua. El ión CO_3^{2-} proviene de un ácido débil (H_2CO_3) y se hidroliza según la siguiente reacción

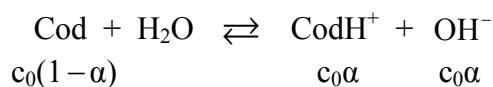


La disolución de K_2CO_3 tendrá carácter básico.



ÁCIDO BASE QCA 09 ANDALUCÍA

6.- a) $K_b = 9 \cdot 10^{-7}$ $c_0 = 0,02 \text{ M}$ Planteamos la reacción



$$K_b = \frac{[\text{CodH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Cod}]} = \frac{c_0\alpha^2}{1-\alpha}$$

como $K_b < 10^{-3}$ desprecio α frente al 1 en el denominador

$$K_b = c_0\alpha^2 \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c_0}} = 6,7 \cdot 10^{-8}$$

$$[\text{OH}^-] = c_0\alpha = 1,34 \cdot 10^{-4} \quad pOH = -\log[\text{OH}^-] = 3,87$$

$$pH = 14 - pOH = 10,13$$

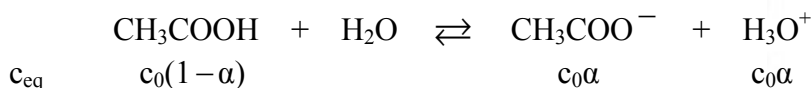
b) Las constantes de acidez y basicidad de un par ácido base conjugados, se relacionan con el producto iónico del agua según la expresión

$$K_w = K_a \cdot K_b \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{9 \cdot 10^{-7}} = 1,1 \cdot 10^{-8}$$

7.- a) Calculamos la concentración inicial c_0 de ácido CH_3COOH ($M_m = 60 \text{ g mol}^{-1}$)

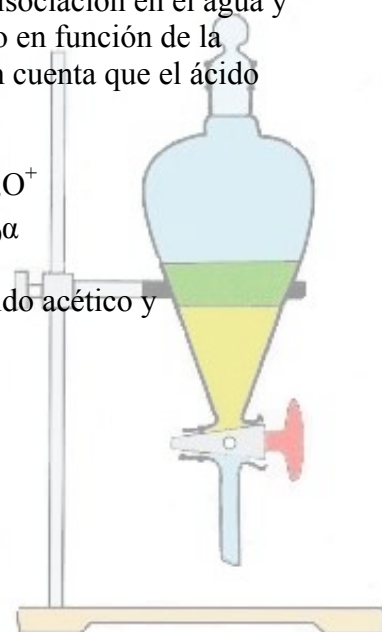
$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{3 \text{ g}}{60 \text{ g mol}^{-1}} = 0,05 \text{ mol} \quad c_0 = \frac{n}{V} = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$$

El ácido acético es un ácido débil, formulamos el equilibrio de disociación en el agua y establecemos las concentraciones de cada especie en el equilibrio en función de la concentración inicial c_0 y del grado de disociación α , teniendo en cuenta que el ácido acético es monoprótico



partiendo de la expresión de la constante de equilibrio para el ácido acético y sustituyendo los valores de las concentraciones

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$



ÁCIDO BASE QCA 09 ANDALUCÍA

7.- a) (continuación) como el valor de K_c es muy pequeño podemos despreciar α en el denominador

$$K_c = c_0 \cdot \alpha^2 \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_c}{c_0}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 0,0134$$

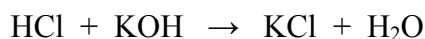
Calculamos el pH

$$[H_3O^+] = c_0 \alpha = 0,1 \cdot 0,0134 = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$pH = -\log(1,34 \cdot 10^{-3}) = 2,87$$

b) El grado de disociación, α , se define como la fracción de mol de ácido ionizado, en consecuencia el tanto por ciento es el grado de disociación multiplicado por cien, es decir, el 1,34 %.

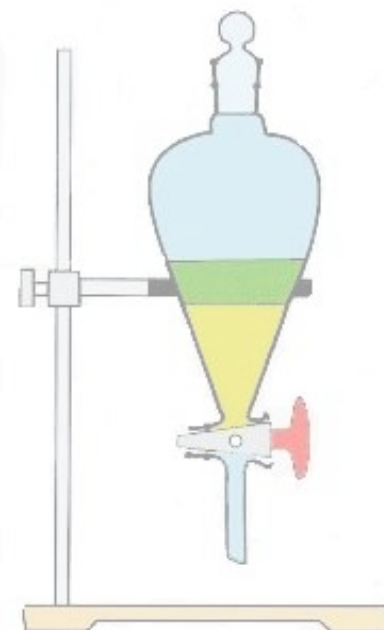
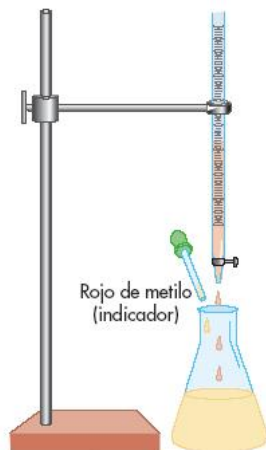
8.- a) La reacción de neutralización es



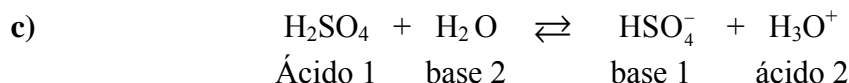
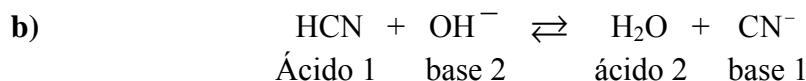
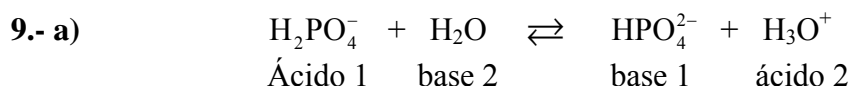
como el ácido clorhídrico y el hidróxido de potasio se neutralizan mol a mol, el número de moles en ambas disoluciones ha de ser igual

$$M \cdot V = M' \cdot V' \quad V' = \frac{M \cdot V}{M'} = \frac{0,02 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,02 \text{ L}}{0,1 \text{ mol L}^{-1}} = 0,004 \text{ L} \quad (4 \text{ mL})$$

b) Colocamos la disolución de HCl en un matraz erlenmeyer y le añadimos unas gotas de un indicador apto para una neutralización ácido fuerte base fuerte como es el rojo de metilo. En la bureta ponemos la disolución de KOH y la vamos añadiendo lentamente sobre el matraz sin dejar de agitar, hasta que se produce el cambio de color en el indicador

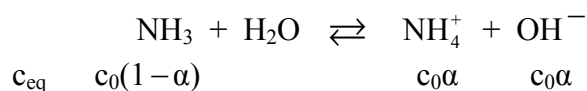


ÁCIDO BASE QCA 09 ANDALUCÍA



10.- a) $c_0 = 0,03 \text{ M}$ $\alpha = 0,024$

Establecemos el equilibrio del amoniaco frente al agua



formulamos la constante de equilibrio en función de las concentraciones

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c_0\alpha^2}{1-\alpha} = 1,77 \cdot 10^{-5}$$

b) Calculamos la concentración de iones OH^- en el equilibrio de la nueva disolución (pH = 10,5)

$$\text{pOH} = 14 - 10,5 = 3,5 \quad [\text{OH}^-]_{\text{eq}} = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

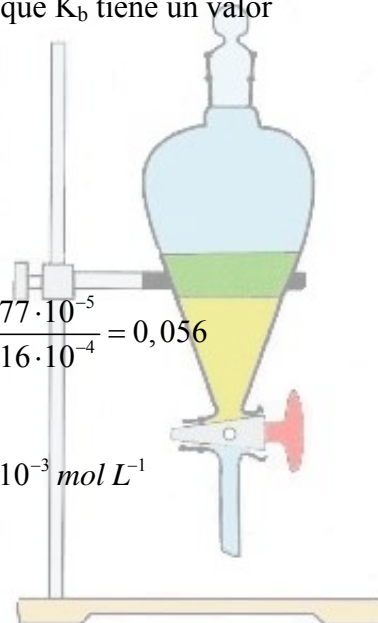
Al añadir agua, no solo cambia la concentración inicial c_0 , también lo hace el grado de disociación α , lo único que permanece constante es K_b , por lo tanto hemos de plantear un sistema de ecuaciones con las dos incógnitas, pero por abreviar, en la ecuación de K_b despreciamos α frente al uno, sin cometer un error apreciable ya que K_b tiene un valor muy pequeño

$$K_b = c_0\alpha^2 \quad 1,77 \cdot 10^{-5} = c_0\alpha^2$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{eq}} = c_0\alpha \quad 3,16 \cdot 10^{-4} = c_0\alpha$$

Dividiendo ambas ecuaciones obtenemos el valor de α $\alpha = \frac{1,77 \cdot 10^{-5}}{3,16 \cdot 10^{-4}} = 0,056$

Calculamos el valor de c_0 $c_0 = \frac{[\text{OH}^-]_{\text{eq}}}{\alpha} = \frac{3,16 \cdot 10^{-4}}{0,056} = 5,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$



ÁCIDO BASE QCA 09 ANDALUCÍA

10.- b) (continuación) Al añadir agua, no cambian los moles de soluto que podemos calcular con los datos de la disolución inicial

$$n = c_0 \cdot V = 0,03 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,003 \text{ mol}$$

Ahora calculamos el volumen de la disolución final

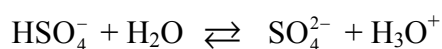
$$V = \frac{n}{c_0} = \frac{0,003 \text{ mol}}{5,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}} = 0,532 \text{ L}$$

Calculamos el volumen de agua que hemos de añadir a los 100 mL iniciales

$$V = 532 \text{ mL} - 100 \text{ mL} = 432 \text{ mL}$$

11.- a) Esta afirmación es verdadera, no hay ninguna relación entre el carácter débil de un ácido y la concentración de sus disoluciones.

b) También es verdadera, el ion HSO_4^- por ejemplo, actúa como ácido frente al agua según la reacción



c) Es verdadera, a estas sustancias se le denomina anfóteras y el ejemplo más claro es el agua que actúa como ácido frente a las bases y como base frente a los ácidos.

