

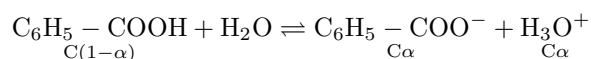
Nota: Las masas atómicas de los elementos que intervienen en cada uno de los problemas se consideran como datos suministrados en aquellos, por lo que sus valores pueden ser consultados.

1. (**Aragón, Jun. 2016.**) Se prepara una disolución de ácido benzoico (C_6H_5COOH) disolviendo 6,1 gramos del ácido en agua para obtener 500 mL de disolución. Sabiendo que el ácido disocia en un 2,5 %: a) Calcule la constante de disociación del ácido y el pH de dicha disolución. b) Si sobre la disolución anterior adicionamos 3,6 gramos de C_6H_5COONa (sin cambio de volumen) dando lugar a una disolución reguladora, ¿cuál será el pH de la disolución resultante?.

Solución: a) La molaridad de la disolución de ácido benzoico será:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{6,1/122}{0,5} = 0,1$$

El equilibrio de ionización del ácido benzoico puede escribirse de la forma:

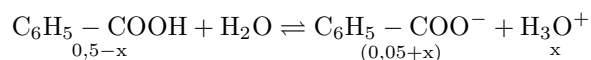


Teniendo además que:

$$K_a = \frac{[C_6H_5 - COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5 - COOH]} = \frac{C^2\alpha^2}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0,1 \cdot 6,25 \cdot 10^{-4}}{0,975} = 6,41 \cdot 10^{-5}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log C\alpha = -\log 0,1 \cdot 0,025 = 2,60$$

- b) Al añadir 3,6 g de $C_6H_5 - COONa$, equivalente a una concentración de: $(3,6/144)/0,5 = 0,05$ M, el nuevo equilibrio quedará así:



Aplicando la constante de equilibrio:

$$6,41 \cdot 10^{-5} = \frac{x(0,05 + x)}{(0,1 - x)}$$

Resolviendo la ecuación, obtenemos: $x = 1,28 \cdot 10^{-4}$, por lo que: **pH = 3,89**

2. (**Aragón, Sept. 2016**) Se prepara una disolución acuosa mezclando 50 mL de ácido clorhídrico que tiene un 3% de riqueza y densidad 1,1 g/mL con 150 mL de una disolución de HNO_3 de concentración 0,1 M y con 500 mL de agua. a) Calcule el pH de la disolución resultante, suponiendo los volúmenes aditivos. b) Si se quiere neutralizar la mezcla ácida con NaOH 0,2 M, ¿qué volumen de base se necesita?

Solución: a) El número de moles de HCl y de HNO_3 serán, respectivamente:

$$n_{HCl} = \frac{50 \cdot 1,1 \cdot 0,03}{36,5} = 0,045 \qquad n_{HNO_3} = 0,150 \cdot 0,1 = 0,015$$

Puesto que ambos ácidos son fuertes y, por tanto, completamente disociados, la concentración de H_3O^+ cuando se mezclen ambos con 500 mL de agua, será,

$$[H_3O^+] = \frac{0,045 + 0,015}{0,5 + 0,15 + 0,5} = 0,0857$$

Siendo el pH:

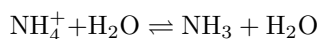
$$pH = -\log 0,0857 = 1,07$$

- b) Puesto que el ácido y la base reaccionan mola mol, tendremos:

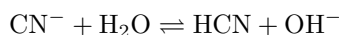
$$0,7 \cdot 0,0857 = V \cdot 0,2 \qquad \text{Obteniéndose :} \qquad V = 0,3L$$

3. (Aragón, Sept. 2016) Justifique las respuestas a las siguientes preguntas: a) ¿Cuál de estas sustancias tendrá mayor pH: NaCl, NH₄Cl, NaCN?. b) ¿Qué parejas formadas entre las siguientes sustancias podrían formar una disolución reguladora: KOH, NH₃, KCN, HCl, HCN, NH₄Cl?. c) ¿Qué disolución de igual concentración tendrá el pH más alto: una de ácido clorhídrico u otra de ácido acético? Datos: $K_a(\text{HCN}) = 6,1 \cdot 10^{-10}$; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Solución: a) La disolución de NaCl es neutra, al ser una sal de ácido y base fuerte. La de NH₄Cl tiene carácter ácido, al experimentar el ion NH₄⁺ la siguiente reacción de hidrólisis:



La disolución de NaCN tiene un carácter básico, pues el ion CN⁻ experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



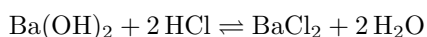
Por tanto, la disolución de mayor pH será la de NaCN.

b) Pueden formar disoluciones reguladoras las mezclas ácido y base conjugada. En este caso, NH₃ y NH₄Cl, por una parte, y HCN y KCN, por otra.

c) La disolución de pH más alto será la del ácido más débil, en este caso, el ácido acético.

4. (Asturias, Jun. 2016.) Calcule el pH de la disolución que se obtiene al añadir a 20 mL de agua destilada, 20 mL de disolución acuosa 0,01 M de hidróxido de bario, Ba(OH)₂, y 20 mL de HCl(ac) 0,01 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

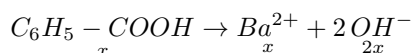
Solución: a) El hidróxido de bario reacciona con el ácido clorhídrico según:



Como podemos ver, un mol de hidróxido de bario reacciona con dos moles de ácido clorhídrico. Para conocer el reactivo limitante, planteamos la igualdad:

$$\frac{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{2 \text{ moles HCl}} = \frac{x \text{ moles Ba}(\text{OH})_2}{20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,01 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} \rightarrow x = 10^{-4} \text{ moles Ba}(\text{OH})_2$$

Puesto que el número inicial de moles de Ba(OH)₂ era de $2 \cdot 10^{-4}$, y el número de moles restante, 10^{-4} , el pH de la disolución será básico. teniendo en cuenta que el hidróxido de bario se disocia según:



La concentración de OH⁻ será :

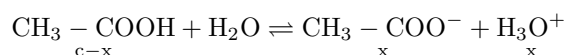
$$M = \frac{2 \cdot 10^{-4}}{60 \cdot 10^{-3}} = 3,33 \cdot 10^{-3}$$

Y el pH:

$$pH = 14 - pOH = 11,52$$

5. (Asturias, Jul. 2016) Un vinagre comercial contiene un 6,0 % en masa de ácido acético, CH₃COOH. Calcule la masa, en gramos, de ese vinagre que debe diluirse en agua para obtener 500 mL de una disolución con pH = 3,5. Considere que el ácido acético es el único ácido presente en el vinagre. Datos. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$. Masas atómicas: C: 12 u; H: 1 u; O: 16 u.

Solución: En el siguiente equilibrio:



tenemos $x = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4}$. Aplicando la constante K_a :

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-4})^2}{c - 3,16 \cdot 10^{-4}}$$

Obteniéndose un valor $c = 5,86 \cdot 10^{-3}$ M. Partiendo de este valor, podemos calcular la masa de ácido acético:

$$5,86 \cdot 10^{-3} = \frac{m/60}{0,5} \quad m = 0,176g$$

Conocido el porcentaje en masa de ácido acético en el vinagre, podremos escribir:

$$0,06 = \frac{0,176}{m_v} \quad m_v = 2,93g$$

6. (**Asturias, Jul. 2016**) La neutralización exacta de 20 mL de una disolución acuosa de ácido acético, (CH_3COOH), de concentración desconocida, necesitó 10 mL de disolución acuosa de NaOH 0,5 M. Calcule el volumen, en mL, de la disolución inicial de ácido acético que se necesita para preparar, por dilución con agua, 500 mL de una disolución acuosa de este ácido de $\text{pH} = 3,7$. Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Solución: En esta neutralización, el número de moles de ácido coincide con el número de moles de base, por lo que podemos escribir:

$$10 \cdot 10^{-3} \cdot 0,5 = 20 \cdot 10^{-3}c \quad \text{con lo que : } c = 0,25 \text{ M}$$

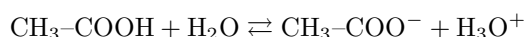
Para una disolución de $\text{pH} = 3,7$, tendremos: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,7} \simeq 2 \cdot 10^{-4}$. Si aplicamos K_a :

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} = \frac{(2 \cdot 10^{-4})^2}{c - 2 \cdot 10^{-4}} \quad \text{Obteniéndose : } c = 2,41 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Utilizando esta concentración, nos queda:

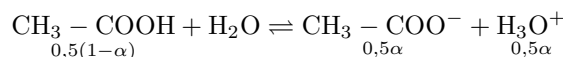
$$2,41 \cdot 10^{-3} = \frac{V \cdot 0,25}{0,5} \quad V = 4,82 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

7. (**Canarias, Jun. 2016.**) Al disolver 0,5 moles de ácido acético ($\text{CH}_3 - \text{COOH}$) en agua hasta un volumen de 1 litro, el pH de la disolución resultante es de 2,52. Sabiendo que este ácido se disocia en disolución acuosa según:



a) Calcula las concentraciones de las diferentes especies presentes en el equilibrio. b) Calcula el valor de la constante de disociación del ácido (K_a).

Solución: a) La ionización del ácido acético es:



Puesto que $\text{pH} = 2,52$, la concentración de ion hidrógeno será: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,52} = 3,02 \cdot 10^{-3} = 0,5\alpha$, de donde $\alpha = 6,04 \cdot 10^{-3}$. Las concentraciones en el equilibrio serán, respectivamente:

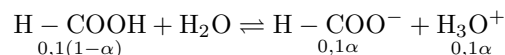
$$[\text{CH}_3 - \text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,02 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{CH}_3 - \text{COOH}] = 0,5(1 - 6,04 \cdot 10^{-3}) = 0,497 \text{ M}$$

b) La constante de disociación será:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} = \frac{(3,02 \cdot 10^{-3})^2}{0,497} = 1,83 \cdot 10^{-5}$$

8. (Canarias, Jul. 2016) El ácido fórmico (H-COOH) es un compuesto elaborado por las hormigas como sistema defensivo. También es el responsable del picor de las ortigas. Si sabemos que dicho ácido tiene una constante de disociación cuyo valor es: $K_a = 2,0 \cdot 10^{-4}$ y que se ha preparado una disolución 0,10 M de ácido fórmico, calcula: a) El grado de disociación del ácido fórmico b) el pH de la disolución resultante.

Solución: a) La ionización del ácido fórmico puede ser representada de la siguiente forma:



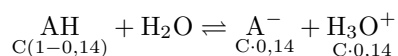
a) Utilizando la constante K_a y resolviendo la ecuación resultante:

$$2,0 \cdot 10^{-4} = \frac{(C\alpha)^2}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,1\alpha^2}{1-\alpha} \quad \alpha = 0,044$$

b) $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(C\alpha) = -\log 0,1 \cdot 0,044 = \mathbf{2,36}$

9. (Castilla La Mancha, Jun. 2016) El ácido acetilsalicílico es el principio activo empleado en el medicamento aspirina. Se trata de un ácido monoprótico débil cuya constante de acidez vale $3,27 \cdot 10^{-4}$ y que, a efectos del equilibrio, se puede representar como AH. Si en la disolución obtenida al disolver una pastilla de 500 mg de ácido acetilsalicílico en 200 mL de agua, el ácido se encuentra ionizado en un 14%, calcula: a) la concentración inicial del ácido en la disolución; b) el pH de la misma; c) la masa molecular del ácido acetilsalicílico.

Solución: a) La reacción de ionización del ácido acetilsalicílico puede ser representada por:



Tomando la constante de equilibrio:

$$3,27 \cdot 10^{-4} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{C \cdot 0,14^2}{1-0,14}$$

Obteniéndose $C = \mathbf{0,0143 \text{ M}}$.

Para el pH, tendremos: $\text{pH} = -\log C\alpha = -\log (0,0143 \cdot 0,14) = \mathbf{2,70}$

c) Sabiendo que $C = 0,0143$ y que:

$$C = \frac{0,5/Pm}{0,2}$$

Obtendremos: $Pm = \mathbf{174,8}$

10. (Castilla y León, Jun. 2016) Se toman 20 mL de ácido clorhídrico comercial de 35% en masa y densidad 1,18 g/mL y se diluyen con agua destilada hasta un volumen final igual a 1,5 L. a) Determine el pH de la disolución resultante. b) Calcule el volumen de una disolución de NaOH 0,5 M que se necesitaría para neutralizar 50 mL de la disolución diluida de HCl.

Solución: a) El número de moles de ácido clorhídrico será:

$$n_{\text{HCl}} = \frac{20 \cdot 10^{-3} \cdot 1,18 \cdot 0,35}{36,5} = 2,26 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

La concentración de H_3O^+ será, por tanto:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{2,26 \cdot 10^{-4}}{1,5} = 1,51 \cdot 10^{-4} \quad \text{pH} = -\log 1,51 \cdot 10^{-4} = \mathbf{3,82}$$

b) Al reaccionar el ácido y la base mol a mol, podremos escribir los siguiente:

$$V \cdot 0,5 = 50 \cdot 1,51 \cdot 10^{-4} \quad \text{De donde se obtiene : } V = 0,015 \text{ mL}$$

11. **(Castilla y León, Jun. 2016)** Se dispone de una disolución de hidróxido potásico de concentración 30 % en masa y densidad 1,29 g/mL. Calcule el volumen que hay que tomar de dicha disolución para preparar 2,50 L de disolución de KOH de pH = 12,5.

Solución: Al ser 12,5 el pH de la disolución que debemos preparar, la concentración de OH^- se calcula de la forma:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \longrightarrow \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 1,5 \text{ y } [\text{OH}^-] = 10^{-1,5} = 0,0316$$

La concentración de NaOH podrá expresarse como:

$$0,0316 = \frac{V \cdot 1,29 \cdot 0,30 / 56,1}{2,50}$$

Despejando, obtenemos:

$$V = \frac{2,50 \cdot 0,0316}{1,29 \cdot 0,30 / 56,1} = 11,45 \text{ mL}$$

12. **(Castilla y León, Sept. 2016)** Se dispone de 50 mL de una disolución de HCl 0,5 M. a) ¿Cuál es su pH? b) Si añadimos agua a los 50 mL de la disolución anterior hasta alcanzar un volumen de 500 mL, ¿cuál será el nuevo pH?

Solución: a) El pH es:

$$\text{pH} = -\log 0,5 = 0,30$$

b) Al diluir hasta 500 mL, el nuevo pH será:

$$\text{pH} = -\log \frac{50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,5}{0,5} = 1,30$$

13. **(Cataluña, Sept. 2016)** El vinagre es una disolución acuosa de ácido acético (CH_3COOH) en la que al menos hay 5,0 g de ácido por cada 100 mL de vinagre. La Oficina del Consumidor decide analizar un determinado vinagre para comprobar si cumple las especificaciones requeridas. Se toma una muestra de 10 mL de vinagre y se valora con una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) 1,0 M. El punto final se alcanza con 9,2 mL de disolución básica. Diga, haciendo los cálculos pertinentes, si este vinagre cumple las normas vigentes. La disolución resultante de la operación anterior, ¿es ácida, básica o neutra? Justifique su respuesta cualitativamente.

Solución: La reacción entre el ácido acético contenido en el vinagre y el hidróxido de sodio se realiza mol a mol, por lo que podemos escribir:

$$10 \cdot M = 9,2 \cdot 0,1$$

Obteniéndose que la molaridad del vinagre es 0,92. Aplicando la definición de molaridad:

$$M = \frac{m/Pm}{V} \longrightarrow 0,92 = \frac{m/60}{0,1}$$

Con lo que, despejando, obtenemos: $m = 0,092 \cdot 60 = 5,52 \text{ g}$ ácido acético/100 mL vinagre. Por tanto, el vinagre cumple las especificaciones.

14. (**Galicia, Jun. 2016**) En un botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36% en masa de HCl y densidad 1,18 g/mL. Calcule la molaridad y el volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de disolución 2 M.

Solución: Tomando un volumen de 1 L de este ácido, tendremos:

$$m = V \cdot d = 1000 \cdot 1,18 = 1180 \text{ g}$$

De esta cantidad, el 36% será de ácido puro, es decir: $m_{\text{HCl}} = 1180 \cdot 0,36 = 424,8 \text{ g}$. El número de moles de este ácido será:

$$n_{\text{HCl}} = \frac{424,8}{36,5} = 11,64$$

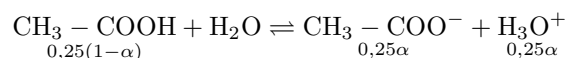
La molaridad será, pues: $M = 11,64/1 = 11,64$.

Para preparar 1 L de disolución 2 M, tendremos:

$$2 = \frac{V \cdot 11,64}{1} \rightarrow V = 0,172 \text{ L}$$

15. (**Extremadura, Jun. 2016**). A 25°C, la constante de disociación del ácido acético (ácido etanoico, CH₃-COOH) es $1,78 \cdot 10^{-5}$. Se tiene una disolución 0,25 M de ácido acético. Determinar: a) El grado de disociación y el pH de la disolución. b) La concentración de una disolución de ácido nítrico (trioxonitrato (V) de hidrógeno, HNO₃), un ácido fuerte, que tenga el mismo pH que la disolución de ácido acético.

Solución: a) El ácido acético se disocia de la forma:



Tomando la constante de equilibrio:

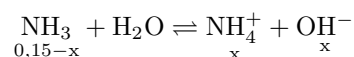
$$1,78 \cdot 10^{-5} = \frac{0,25\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Resolviendo la ecuación de 2º grado resultante, obtendremos: $\alpha = 0,084$ (**8,4%**), y $\text{pH} = -\log(0,25 \cdot 8,4 \cdot 10^{-3}) = 2,68$

16. (**Extremadura, Jul. 2016**) Se tienen separados en recipientes distintos, 50 mL de una disolución acuosa de KOH (base fuerte) 0,30 M, y 100 mL de otra disolución acuosa de NH₃ ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) 0,15 M. Calcular: a) El pH de ambas disoluciones. b) Volumen, expresado en mL, de HCl 0,25 M que se necesita para neutralizar los 50 mL de KOH 0,30 M.

Solución: a) Al tratarse de una base fuerte, $[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 0,30$, con lo que $\text{pH} = 14 + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log 0,30 = 13,48$

En el caso de la disolución de NH₃, hallamos la concentración de OH⁻ de la forma siguiente:



$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,15 - x}; \quad x = [\text{OH}^-] = 1,63 \cdot 10^{-3} \text{ y } \text{pH} = 14 + \log 1,63 \cdot 10^{-3} = 11,21$$

b) Para neutralizar los 50 mL de KOH, tendremos que:

$$V_b \cdot M_b = V_a \cdot M_a \rightarrow V \cdot 0,25 = 50 \cdot 0,30 \quad V = 60 \text{ mL}$$

17. (La Rioja, Jun. 2016) a) Determine el pH de una disolución preparada a partir de 1,5 g de hidróxido de sodio en 250 mL de agua. b) Si a esta disolución se le añaden 100 mL de disolución de ácido clorhídrico 0,1 M, ¿cuál será el nuevo pH? c) Calcule el volumen de disolución de ácido clorhídrico 0,1 M necesario para neutralizar el hidróxido sódico.

Solución: a) La molaridad de la disolución es:

$$M = \frac{1,5/40}{0,25} = 0,15$$

Al tratarse de una base fuerte, $[\text{OH}^-] = M$. El pH será, por tanto:

$$pH = 14 - pOH = 13,18$$

b) El número inicial de moles de NaOH es: $n_1 = 0,15 \cdot 0,25 = 0,0375$, mientras que el número de moles de HCl será: $n_2 = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01$. dado que la reacción entre el NaOH y el HCl se produce mol a mol, nos quedará un exceso de NaOH sin reaccionar de $0,0375 - 0,01 = 0,0275$ moles. Suponiendo aditivos los volúmenes, tendremos que, la molaridad de la disolución resultante será:

$$M' = \frac{0,0275}{(0,25 + 0,1)} = 0,078$$

Y el pH tendrá el valor: $pH = 14 + \log 0,078 = 12,89$

18. (La Rioja, Jul. 2016) Calcule el pH de una disolución acuosa que contiene 6,13 g de ácido acético en un volumen total de disolución de 500 mL. Indique qué color presentará el indicador naranja de metilo en dicha disolución, si su intervalo de virajes es 3-4,5 (rojo-amarillo). $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$

Solución: La concentración de ácido acético será:

$$[\text{CH}_3 - \text{COOH}] = \frac{6,13/60}{0,5} = 0,20$$

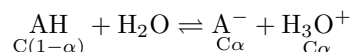
$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \\ \begin{array}{ccc} 0,20-x & & x & & x \end{array} \end{array}$$

$$1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} = \frac{x^2}{0,20 - x} \rightarrow x = 1,86 \cdot 10^{-3}$$

El pH será: $pH = -\log 1,86 \cdot 10^{-3} = 2,73$. El indicador presentará color **rojo**.

19. (Madrid, Jun. 2016) Se tienen dos disoluciones acuosas (1) y (2) del mismo ácido monoprótico. La disolución (1) tiene un pH de 3,92 y un grado de disociación del 2%. La disolución (2) tiene una concentración 0,05 M. Calcule: a) La constante de disociación del ácido. b) El pH de la disolución (2). c) El pH de la disolución resultante de mezclar 10 mL de (1) y 10 mL de (2).

Solución: La disociación del ácido se puede representar como:



Puesto que el $pH = 3,92$, podemos poner que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,92} = 1,20 \cdot 10^{-4} = C\alpha$, con lo que C será:

$$C = \frac{1,20 \cdot 10^{-4}}{0,02} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La constante de disociación será:

$$K_a = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{6 \cdot 10^{-3} \cdot 0,02^2}{1 - 0,02} = 2,45 \cdot 10^{-6}$$

b) A partir del dato de la constante de equilibrio, ya calculada:

$$2,45 \cdot 10^{-6} = \frac{x^2}{0,05 - x}$$

Resolviendo la ecuación, se obtiene $x = 3,49 \cdot 10^{-4}$, por lo que $\text{pH} = -\log(3,49 \cdot 10^{-4}) = \mathbf{3,46}$

c) El volumen total será de 20 mL (0,02 L), mientras que el número total de moles de ácido será:

$$n = n_1 + n_2 = 6 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-2} + 0,05 \cdot 10^{-2} = 5,6 \cdot 10^{-4}$$

La concentración de ácido será:

$$C = \frac{5,6 \cdot 10^{-4}}{2 \cdot 10^{-2}} = 0,028$$

Utilizando la constante de equilibrio:

$$2,45 \cdot 10^{-6} = \frac{x^2}{0,028 - x}$$

Resolviendo la ecuación, tendremos:

$$x = 2,60 \cdot 10^{-4} = [\text{H}_3\text{O}^+] \longrightarrow \text{pH} = -\log 2,60 \cdot 10^{-4} = \mathbf{3,58}$$

20. (Madrid, Jun. 2016) Se tienen disoluciones de las siguientes sustancias HNO_3 , HNO_2 , CH_3NH_2 y NaNO_3 , en distintas concentraciones. Conteste razonadamente: a) ¿Cuál o cuáles pueden tener $\text{pOH} = 5$? b) ¿Cuál o cuáles pueden presentar una concentración de $\text{H}_3\text{O}^+ 10^{-4} \text{ M}$? c) ¿Con cuál de ellas se puede mezclar la disolución de CH_3NH_2 para que la disolución resultante sea siempre básica, independientemente de la proporción en la que se mezclen? d) ¿Pueden prepararse disoluciones independientes de HNO_3 y HNO_2 que tengan el mismo pH? Datos. $K_a(\text{HNO}_2) = 4,5 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{CH}_3\text{NH}_2) = 3,7 \cdot 10^{-4}$.

Solución: a) Sólo puede tener un $\text{pOH} = 5$ (correspondiente a un $\text{pH} = 9$) una disolución de una base, en este caso, el $\text{CH}_3\text{-NH}_2$

b) La concentración indicada corresponde a sustancias de carácter ácido, en nuestro caso, HNO_3 y HNO_2 .

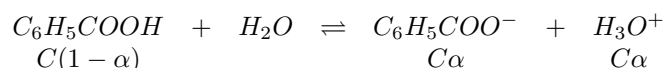
c) La disolución de CH_3NH_2 sólo puede mezclarse con una sustancia neutra para que el pH sea siempre básica. La única de las sustancias anteriores que cumple este requisito es el NaNO_3 .

d) Sí, siempre y cuando se cumpla la la concentración del ácido fuerte (HNO_3) sea igual al valor de x que se obtiene para la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en la expresión:

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{x^2}{C - x}$$

21. (Madrid, Sept. 2016) El ácido benzoico tiene un $\text{pK}_a = 4,2$. a) Calcule la concentración que debe tener una disolución de este ácido para que el pH sea 2,3. b) Determine la masa de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ necesaria para neutralizar 25 mL de la disolución del apartado a). c) Justifique si la disolución resultante del apartado b) presenta pH ácido, básico o neutro. $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Solución: a) La disociación del ácido benzoico puede representarse de la forma:



Sabiendo que $\text{pH} = 2,3$, y que $\text{pK}_a = 4,2$, tendremos:

$$10^{-2,3} = 5,01 \cdot 10^{-3} = C\alpha \quad 10^{-4,2} = K_a = 6,31 \cdot 10^{-5}$$

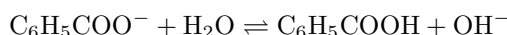
$$6,31 \cdot 10^{-5} = \frac{(C\alpha)^2}{C(1-\alpha)} = \frac{(5,01 \cdot 10^{-3})^2}{C - 5,01 \cdot 10^{-3}}$$

Obteniéndose $C = \mathbf{0,40 \text{ M}}$.

b) 1 mol de hidróxido de bario reacciona con 2 moles de ácido benzoico. Por tanto, el número de moles de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ será:

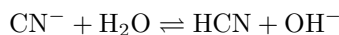
$$n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 25 \cdot 10^3 \cdot 0,4 = 0,01 \quad \text{masa Ba}(\text{OH})_2 = n \cdot P_m = 0,01 \cdot 171,3 = \mathbf{1,71 \text{ g}}$$

c) Al tratarse de una disolución de una sal de ácido débil y base fuerte, el pH será básico, debido a la reacción de hidrólisis:



22. (Navarra, Jun. 2016) a) Describa todos los equilibrios que se cumplen en una disolución acuosa de cianuro de potasio 0,01 M. b) Demuestre la relación que existe entre K_b y K_a para este caso. Datos: $K_a(\text{HCN}) = 6,2 \cdot 10^{-10}$; $K_w = 10^{-14}$

Solución: a) El ion CN^- experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



b) La constante K_b para el anterior equilibrio será:

$$K_b = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-10}} = \mathbf{1,61 \cdot 10^{-5}}$$

Puesto que:

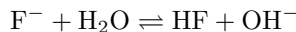
$$K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{HCN}}$$

23. (Navarra, Sept. 2016) En la valoración de 10,0 mL de una disolución acuosa de hidróxido de calcio se consumen 6,4 mL de otra disolución acuosa de fluoruro de hidrógeno 0,01 M hasta llegar al punto de equivalencia. Calcule la concentración de base en la disolución inicial y el pH de la mezcla en el punto de equivalencia. Datos: $K_a(\text{HF}) = 6,6 \cdot 10^{-4}$; $K_w = 10^{-14}$

Solución: a) El número de moles de fluoruro de hidrógeno será: $n_{\text{HF}} = 6,4 \cdot 10^{-3} \cdot 0,01 = 6,4 \cdot 10^{-5}$. Si tenemos en cuenta que 1 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ reacciona con dos moles de HF, para neutralizar el número de moles indicado anteriormente, necesitaremos $3,2 \cdot 10^{-5}$ moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. En la disolución inicial, la concentración de base será:

$$M = \frac{3,2 \cdot 10^{-5}}{10^{-2}} = 3,2 \cdot 10^{-3}$$

Al ser el HF un ácido relativamente débil, el ion F^- experimentará el siguiente proceso de hidrólisis:



Siendo la constante de este equilibrio:

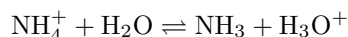
$$K_b = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]} = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,6 \cdot 10^{-4}} = 1,51 \cdot 10^{-11}$$

$$1,5 \cdot 10^{-11} = \frac{x^2}{3,9 \cdot 10^{-3} - x} \rightarrow x = 2,42 \cdot 10^{-7} = [\text{OH}^-]$$

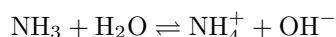
Así pues, $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log 2,42 \cdot 10^{-7} = \mathbf{7,38}$

24. (Navarra, Sept. 2016) a) Identifique, dentro de las sustancias: NaNO_3 , NH_4Cl , NH_3 y HBr , aquellas cuya disolución acuosa presentará carácter ácido o básico, escribiendo las ecuaciones correspondientes que lo demuestren. b) Calcule el grado de disociación del amoníaco en una disolución acuosa 1 M suponiendo su comportamiento ideal. Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 10^{-14}$.

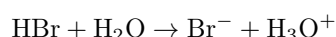
Solución: a) NaNO_3 : carácter neutro, pues es una sal de ácido y base fuertes. NH_4Cl : carácter ácido, puesto que el ion NH_4^+ experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



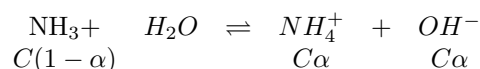
NH_3 : tiene carácter básico, según el equilibrio:



HBr: carácter ácido, según la reacción:



b) La disolución acuosa de amoníaco se ioniza según el equilibrio:



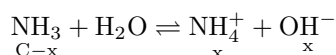
Tomando la constante de equilibrio:

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha}$$

Resolviendo la ecuación de 2º grado, se obtiene: $\alpha = 4,23 \cdot 10^{-3}$

25. (País Vasco, Jun. 2016) Sabiendo que una disolución de amoníaco tiene un $\text{pH} = 11$: a) Calcule la concentración de la disolución y el grado de ionización del amoníaco. b) ¿Cuántos gramos de NaOH hay que disolver en 500 mL de agua para obtener dicho pH ? c) ¿Cuántos mL de HCl (aq) 0,1 M harán falta para neutralizar 200 mL del amoníaco (aq) anterior? ¿Cómo será el pH en el punto de neutralización? (debes indicar si es ácido, básico o neutro). Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Solución: a) El amoníaco se disocia así:



Con lo que, aplicando la constante de ionización:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(10^{-3})^2}{C - 10^{-3}}$$

Obteniéndose $C = 0,056 \text{ M}$.

El grado de ionización, teniendo en cuenta que $10^{-3} = C\alpha$ será: $\alpha = 0,018 (1,8 \%)$

b) La concentración de NaOH deberá ser igual a 10^{-3} M puesto que se trata de una base fuerte, que se disocia totalmente. La masa de NaOH se hallará, pues, de la siguiente igualdad:

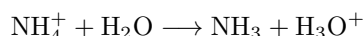
$$10^{-3} = \frac{m/40}{0,5} \rightarrow m = 2 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

c) Puesto que la reacción se produce mol a mol, se cumplirá que:

$$n_{\text{NH}_3} = 0,2 \cdot 0,056 = n_{\text{HCl}} = 0,1 \cdot V$$

Con lo que $V = 0,112 \text{ L}$.

Al formarse una sal de ácido fuerte y base débil, se producirá hidrólisis del ion NH_4^+ según:

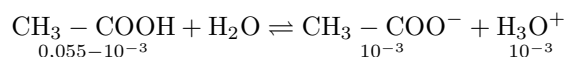


Con lo que, en el punto de neutralización, la disolución será ácida.

26. (**País Vasco, Jul. 2016**) Si al disolver 1,65 g de ácido acético (M.m. = 60 g/mol) en 500 mL de agua se obtiene un pH 3: a) Calcula la constante de ionización del ácido acético. b) Si en lugar de ácido acético se emplea la misma masa de ácido clorhídrico ¿qué valor tendrá el pH de la disolución? c) ¿Cuántos gramos de NaOH (s) harán falta para neutralizar la disolución de ácido acético? Expresa de modo cualitativo el pH en el punto de neutralización, indicando si es ácido, básico o neutro.

Solución: La concentración de ácido acético será:

$$[\text{CH}_3 - \text{COOH}] = \frac{1,65/60}{0,5} = 0,055 \quad \text{y} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$$



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} = \frac{10^{-6}}{0,055 - 10^{-3}} \longrightarrow x = 1,85 \cdot 10^{-3}$$

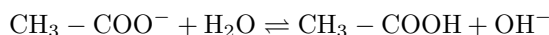
b)

$$[\text{HCl}] = \frac{1,65/36,5}{0,5} = 0,09 = [\text{H}_3\text{O}^+] \longrightarrow \text{pH} = -\log 0,09 = 1,05$$

c) Para que se produzca neutralización deberá cumplirse que:

$$n_{\text{NaOH}} = V_{ac} \cdot M_{ac} = 0,5 \cdot 0,055 = 0,0275 = \frac{m}{40} \longrightarrow m = 1,1 \text{ g NaOH}$$

En la neutralización se produce ion $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$, que experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:

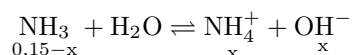


Por tanto, el pH será **básico** en el punto de equivalencia.

27. (**País Vasco, Jul. 2016**) Se tienen dos disoluciones acuosas: una de KOH 0,05 M, y otra de NH_3 0,05 M ($K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$). a) Calcular el pH de cada disolución. ¿Cuál es la más básica? b) Calcular cuántos mL de HCl (aq) 0,04 M harán falta para neutralizar 20 mL de KOH (aq) 0,05 M. c) Si se mezclan 50 mL de HCl (aq) 0,04 M y 20 mL de KOH (aq) 0,05 M, ¿qué pH tendrá la disolución resultante? Expresa el resultado de modo cualitativo, es decir, indicando si es ácida, básica o neutra.

Solución: a) Al tratarse de una base fuerte, $[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 0,05$, con lo que $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log 0,05 = 12,70$

En el caso de la disolución de NH_3 , hallamos la concentración de OH^- de la forma siguiente:



$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,05 - x}; \quad x = [\text{OH}^-] = 9,4 \cdot 10^{-4} \text{ y } \text{pH} = 14 + \log 9,4 \cdot 10^{-4} = 10,15$$

La disolución de KOH es la que presenta mayor carácter básico.

b) El número de moles de ácido y de base deben coincidir, por lo cual:

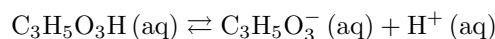
$$V \cdot 0,04 = 20 \cdot 0,05 \quad V = 25 \text{ mL}$$

c) Al mezclar los volúmenes indicados, tendremos:

$$n_{HCl} = 50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,04 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \quad n_{KOH} = 20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,05 = 10^{-3} \text{ moles}$$

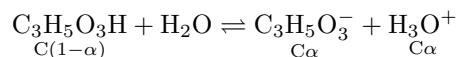
Al ser menor el número de moles de KOH, la disolución tendrá un pH **ácido**.

28. (Comunidad Valenciana, Jun. 2016) El ácido láctico, $C_3H_5O_3H$, es un ácido monoprótico que se acumula en la sangre y los músculos al realizar actividad física. Una disolución acuosa 0,0284 M de este ácido está ionizada en un 6,7%.



a) Calcule el valor de K_a para el ácido láctico. b) Calcule la cantidad en gramos de HCl disuelto en 0,5 L de disolución para que su pH sea el mismo que el de la disolución de ácido láctico del apartado anterior.

Solución: El ácido láctico se ioniza según el siguiente proceso:



Siendo:

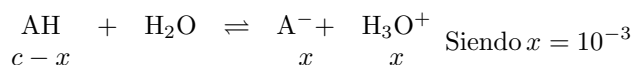
$$K_a = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,0284 \cdot 0,067^2}{1-0,067} = 1,37 \cdot 10^{-4}$$

b) Puesto que se trata de un ácido fuerte, se cumple que:

$$[HCl] = [H_3O^+] = 0,0284 \cdot 0,067 = 1,90 \cdot 10^{-3} = \frac{m/36,5}{0,5} \rightarrow m = 0,035 \text{ g}$$

29. (Comunidad Valenciana, Jul. 2016) La aspirina es un analgésico utilizado en el tratamiento del dolor y la fiebre. Su principio activo, el ácido acetilsalicílico, $C_9H_8O_4$, es un ácido monoprótico, HA, con una constante de acidez $K_a = 3,24 \cdot 10^{-4}$. Calcule: a) El volumen de la disolución que contiene disuelto un comprimido de 0,5 g de ácido acetilsalicílico si su pH resulta ser 3,0. b) ¿Cuál será el pH de la disolución obtenida al disolver otro comprimido de 500 mg en agua si se obtuvieron 200 mL de disolución?

Solución: El equilibrio del ácido se puede representar por:



Aplicando la constante K_a :

$$3,24 \cdot 10^{-4} = \frac{(10^{-3})^2}{c - 10^{-3}}$$

Obteniéndose un valor de $c = 4,12 \cdot 10^{-3}$. Así pues:

$$4,12 \cdot 10^{-3} = \frac{0,5/180}{V} \rightarrow V = 0,67 \text{ L}$$

b) La nueva concentración será:

$$c = \frac{0,5/180}{0,2} = 0,014$$

Aplicando de nuevo K_a :

$$3,24 \cdot 10^{-4} = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} = \frac{x^2}{0,014 - x} \quad x = [H_3O^+] = 1,97 \cdot 10^{-3} \quad \text{pH} = -\log 1,97 \cdot 10^{-3} = 2,70$$