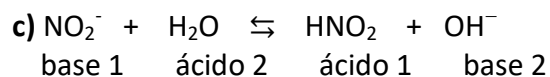
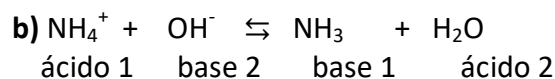
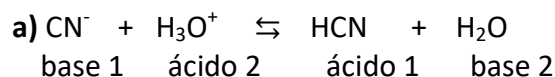
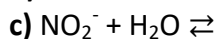
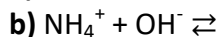
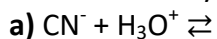


Cuestiones y Problemas del Tema 7: Ácidos y bases

1. Complete las ecuaciones siguientes e indique los pares ácido-base conjugados, según la teoría de Brønsted-Lowry:



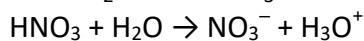
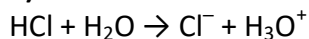
2. Dadas las siguientes especies químicas, en disolución acuosa: HCl, HCO_3^- , NH_3 , HNO_3 , CN^- justifique según la teoría de Brønsted-Lowry, cuál o cuáles pueden actuar:

a) Sólo como ácidos.

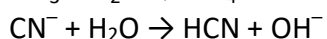
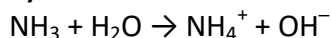
b) Sólo como bases.

c) Como ácidos y como bases.

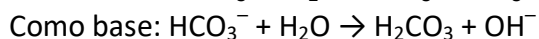
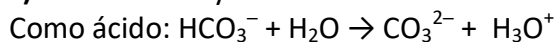
a) Sólo como ácidos:



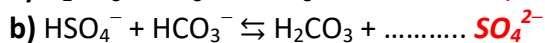
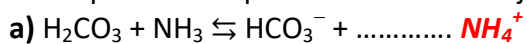
b) Sólo como bases:



c) Como ácidos y como bases:



3. De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry complete las siguientes ecuaciones e indique los correspondientes pares ácido-base conjugados:



4. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) A igual molaridad, cuanto más débil es un ácido menor es el pH de sus disoluciones.

b) A un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil.

c) No existen disoluciones diluidas de un ácido fuerte.

- a) Falso, ya que cuanto más débil es un ácido, menor será su concentración de H_3O^+ y mayor su pH.
 b) Verdadero. Si una sustancia tiene gran tendencia a ceder un protón, tendrá poca tendencia a ganarlo.
 c) Falso, el que un ácido esté diluido significa que su concentración de H_3O^+ es pequeña, independientemente de que esté más o menos disociado.

5. a) ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución de HNO_3 0,3 M?

b1) Si añadimos agua a los 50 mL de la disolución anterior hasta alcanzar un volumen de 250 mL, ¿cuál será el nuevo pH?; b2) Describa el procedimiento a seguir y el material necesario para preparar la disolución más diluida.

c) ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio, KOH, se necesitan para preparar 250 mL de una disolución acuosa de pH = 13? (Masas atómicas: K = 39; O = 16; H = 1)

a) Como se trata de un ácido fuerte se encuentra totalmente disociado por lo que si la concentración del ácido es 0,3 M quiere decir que $[H_3O^+] = 0,3$ M y $pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,3 = 0,52$.

b1) En los 50 mL de HNO_3 0,3 M hay: $0,05 \text{ L} \cdot 0,3 \text{ mol/L} = 0,015 \text{ mol}$ de HNO_3 . Al añadir agua hasta los 250 mL, la nueva concentración de ácido será: $0,015 \text{ mol}/0,25 \text{ L} = 0,06 \text{ M}$.

Por tanto, el $pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,06 = 1,22$.

b2) Para preparar la disolución diluida procederemos de la siguiente forma:

1. Tomamos con una pipeta 50 mL de disolución 0,3 M.
2. Ayudándonos con un frasco lavador colocamos en un matraz aforado de 250 mL un cierto volumen de agua (unos 150 mL).
3. Con un embudo vertemos los 50 mL de la disolución 0,3 M en el matraz aforado y removemos para homogeneizar la disolución y por último, con una pipeta completamos con agua hasta llegar a la señal del aforo.

c) Como $pH = 13$, $pOH = 14 - pH = 14 - 13 = 1$ y por tanto $[OH^-] = 10^{-1}$ M. Puesto que el KOH es una base fuerte, en disolución acuosa está totalmente disociado y $[OH^-]_{\text{equilibrio}} = [KOH]_{\text{inicial}} = 10^{-1} = 0,1$ M, por tanto en 250 mL de disolución habrá: $0,25 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ mol/L} = 0,025 \text{ mol}$ de KOH y como su masa molar es 56 g/mol, el número de gramos será: $0,025 \text{ mol} \cdot 56 \text{ g/mol} = 1,4 \text{ g}$ de KOH.

6. a) Determine el pH de: 1) Una disolución 10^{-2} M de HCl; 2) Disolución de 2g de NaOH en 500 mL de disolución; 3) Disolución 0,05 M de H_2SO_4 .

b) Calcule las concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^- en tres disoluciones acuosas cuyo pH vale, respectivamente, 0,55; 4,20 y 13,15.

a) 1: $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+ \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2} \text{ M} \rightarrow pH = -\log 10^{-2} = 2$

2: $NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^- \rightarrow [OH^-] = \frac{2/40}{0,5} = 0,1 \text{ M} \rightarrow pOH = -\log 0,1 = 1 \rightarrow pH = 14 - pOH = 13$

3: $H_2SO_4 + 2 H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2 H_3O^+ \rightarrow [H_3O^+] = 2 \cdot 0,05 = 0,1 \text{ M} \rightarrow pH = -\log 0,1 = 1$

b) Si $pH = 0,55 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-0,55} = 0,28 \text{ M}$; $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{0,28} = 3,6 \cdot 10^{-14} \text{ M}$;

$$\text{Si } pH = 4,20 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-4,20} = 6,31 \cdot 10^{-5} M; [OH^-] = \frac{10^{-14}}{6,31 \cdot 10^{-5}} = 1,6 \cdot 10^{-10} M$$

$$\text{Si } pH = 13,15 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-13,15} = 7,1 \cdot 10^{-14} M; [OH^-] = \frac{10^{-14}}{7,1 \cdot 10^{-14}} = 0,14 M$$

7. Indique el valor del pH de una disolución 0.1 M de:

- a) Hidróxido de calcio.
- b) Ácido nítrico.
- c) Cloruro de calcio.

a) $Ca(OH)_2 + H_2O \rightarrow Ca^{2+} + 2 OH^-$ $[OH^-] = 2 \cdot 0,1 = 0,2 M \rightarrow pOH = -\log 0,2 = 0,7 \rightarrow pH = 14 - 0,7 = 13,3$

b) $HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$ $[H_3O^+] = 0,1 M \rightarrow pH = -\log 0,1 = 1$

c) Como se trata de una sal de ácido fuerte y base fuerte, su $pH = 7$.

8. a) Ordene de menor a mayor acidez las disoluciones acuosas de igual concentración de HNO_3 , $NaOH$ y KNO_3 . Razone su respuesta.

b) Se tiene un ácido fuerte HA en disolución acuosa. Justifique qué le sucederá al pH de la disolución al añadir agua.

a) $HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$

$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^-$

$KNO_3 + H_2O \rightarrow K^+ + NO_3^-$ $K^+ + H_2O \rightarrow$ No se hidroliza por ser ácido conjugado de una base fuerte

$NO_3^- + H_2O \rightarrow$ No se hidroliza por ser base conjugada de un ácido fuerte

Por lo que la disolución acuosa de KNO_3 será neutra.

El orden de acidez pedido será: $HNO_3 > KNO_3 > NaOH$

b) Al añadir agua a la disolución de un ácido fuerte su concentración será menor y por tanto, será menor también su concentración de H_3O^+ , por lo que su pH será mayor.

9. En dos disoluciones de la misma concentración de dos ácidos débiles monopróticos HA y HB, se comprueba que $[A^-]$ es mayor que $[B^-]$. Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

a) El ácido HA es más fuerte que HB; b) El valor de la constante de disociación del ácido HA es menor que el valor de la constante de disociación del ácido HB; c) El pH de la disolución del ácido HA es mayor que el pH de la disolución del ácido HB.

a) Verdadero. Si $[A^-] > [B^-]$ indica que HA está más disociado que HB y, por tanto, HA es más fuerte que HB.

b) Falso. Si HA está más disociado que HB, a la misma concentración, significa que la constante de disociación de HA es mayor que la de HB.

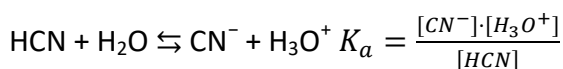
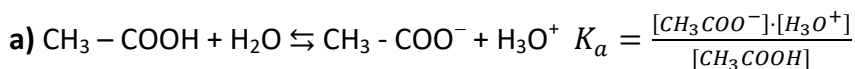
c) Falso. Para una misma concentración inicial de ambos ácidos, HA está más disociado que HB, es decir, HA es más fuerte que HB (HA genera una concentración de H_3O^+ mayor que la generada por HB) y en consecuencia, el pH correspondiente a HA es menor: $pH_{HA} < pH_{HB}$.

10. Las constantes de acidez del CH_3COOH y del HCN en disolución acuosa son $1,8 \cdot 10^{-5}$ y $4,93 \cdot 10^{-10}$ respectivamente.

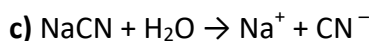
a) Escriba la reacción de disociación de ambos ácidos en disolución acuosa y las expresiones de la constante de acidez.

b) Justifique cuál de ellos es el ácido más débil.

c) Escriba la reacción química de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry y justifique el carácter básico del cianuro de sodio.



b) Es más débil el HCN ya que su constante de acidez es menor.



$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ El catión Na^+ es el ácido conjugado de una base fuerte (NaOH) y tendrá un carácter débil por lo que no se hidroliza (solo se hidrata).

Por su parte el anión CN^- será la base conjugada de un ácido débil (HCN) y tendrá un carácter básico fuerte por lo que se hidroliza: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$ por lo que la disolución tendrá carácter básico.

11. Teniendo en cuenta que la constante de acidez CH_3COOH es $1,8 \cdot 10^{-5}$:

a) Indique razonadamente si el CH_3COOH es un ácido fuerte.

b) Indique, mediante la reacción correspondiente, cuál es su base conjugada.

c) Calcule la constante de basicidad de su base conjugada.



Como la constante de acidez es muy pequeña, quiere decir que se encuentra muy poco disociado, es decir el numerador será muy pequeño con respecto al denominador por lo que se tratará de un ácido débil.

b) De acuerdo con su disociación escrita en el apartado a) su base conjugada será $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$.

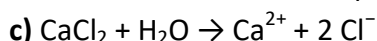
c) $K_a \cdot K_b = K_W \rightarrow K_b = \frac{K_W}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$

12. Indique, razonadamente, si el pH de las disoluciones acuosas de las especies químicas siguientes es mayor, menor o igual a 7: a) NH_3 ; b) NH_4Cl ; c) CaCl_2 .

a) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ por lo que su $\text{pH} > 7$.

b) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$. El anión Cl^- es la base conjugada de un ácido fuerte (HCl) y tendrá un carácter débil por lo que no se hidroliza (solo se hidrata). Por su parte el catión NH_4^+ es el ácido conjugado de una base débil (NH_3) y tendrá un carácter ácido fuerte por lo que se hidroliza:

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, por lo que la disolución tendrá carácter ácido.



$\text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ No se hidroliza por ser ácido conjugado de una base fuerte. }
 $\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ No se hidroliza por ser base conjugada de un ácido fuerte. } pH = 7.

13. Indique, razonadamente, el carácter ácido, básico o neutro que presentarán las disoluciones de las siguientes sales:

a) HCOONa

b) K_2CO_3

a) $\text{HCOONa} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOO}^- + \text{Na}^+$.

$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ El catión Na^+ es el ácido conjugado de una base fuerte (NaOH) y tendrá un carácter débil por lo que no se hidroliza (solo se hidrata).

Por su parte el anión HCOO^- será la base conjugada de un ácido débil (HCOOH) y tendrá un carácter básico fuerte por lo que se hidroliza: $\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{OH}^-$ por lo que la disolución tendrá carácter básico.

b) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$.

$\text{K}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ El catión K^+ es el ácido conjugado de una base fuerte (KOH) y tendrá un carácter débil por lo que no se hidroliza (solo se hidrata).

Por su parte el anión CO_3^{2-} será la base conjugada de un ácido débil (H_2CO_3) y tendrá un carácter básico fuerte por lo que se hidroliza: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ por lo que la disolución tendrá carácter básico.

14. Escriba las reacciones de hidrólisis de las siguientes sales e indique si el pH resultante será ácido, básico o neutro:

a) NaNO_2 (El ácido nitroso tiene una $K_a = 7,1 \cdot 10^{-4}$)

b) NaNO_3

c) NH_4ClO_4

a) $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$

$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ El catión Na^+ es el ácido conjugado de una base fuerte (NaOH) y tendrá un carácter débil por lo que no se hidroliza (solo se hidrata).

Por su parte el anión NO_2^- será la base conjugada de un ácido débil (HNO_2) y tendrá un carácter básico fuerte por lo que se hidroliza: $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ por lo que la disolución tendrá carácter básico.

b) $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$

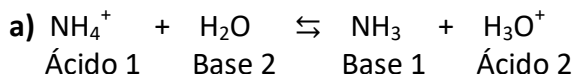
$\text{Na}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ No se hidroliza por ser ácido conjugado de una base fuerte. }
 $\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ No se hidroliza por ser base conjugada de un ácido fuerte. } pH = 7.

c) $\text{NH}_4\text{ClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{ClO}_4^-$. El anión ClO_4^- es la base conjugada de un ácido fuerte (HClO_4) y tendrá un carácter débil por lo que no se hidroliza (solo se hidrata). Por su parte el catión NH_4^+ es el ácido conjugado de una base débil (NH_3) y tendrá un carácter ácido fuerte por lo que se hidroliza: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, por lo que la disolución tendrá carácter ácido.

15. a) Escriba el equilibrio de hidrólisis del ion amonio (NH_4^+), identificando en el mismo las especies que actúan como ácidos o bases de Brønsted–Lowry.

b) Razone como varía la concentración de ion amonio al añadir una disolución de hidróxido de sodio.

c) Razone como varía la concentración de iones amonio al disminuir el pH.



b) Como el NaOH es una base fuerte, al añadirlo estaremos añadiendo OH^- al medio, que reaccionarán con los H_3O^+ , por lo que el equilibrio se desplaza hacia la derecha (de acuerdo con el principio de Le Chatelier) y la concentración de NH_4^+ disminuye.

También se puede razonar: $\text{NH}_4^+ + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+$. Al añadir NaOH, la concentración de ion amonio disminuye debido a la formación de amoníaco.

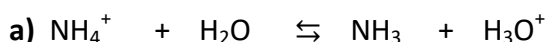
c) Al disminuir el pH, la concentración de H_3O^+ se hace mayor, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (de acuerdo con el principio de Le Chatelier) y la concentración de NH_4^+ aumenta.

16. Justifique, mediante las reacciones correspondientes:

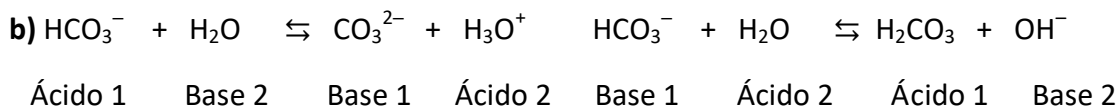
a) Qué le ocurre al equilibrio de hidrólisis que experimenta el NH_4Cl en disolución acuosa, cuando se añade NH_3 .

b) El comportamiento anfótero del HCO_3^- en disolución acuosa.

c) El carácter ácido o básico del NH_3 y del SO_3^{2-} en disolución acuosa.



Al añadir NH_3 su concentración se hace mayor por lo que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (de acuerdo con el principio de Le Chatelier) y la concentración de NH_4^+ aumenta.



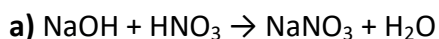
c) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$: Carácter básico.

$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$: Carácter básico.

17. a) ¿Qué volumen de disolución acuosa de NaOH 2 M es necesario para neutralizar 25 mL de una disolución 0,5 M de HNO_3 ?

b) Justifique cuál será el pH en el punto de equivalencia.

c) Describa el procedimiento experimental e indique el material y productos necesarios para llevar a cabo la valoración anterior.



En 25 mL de disolución 0,5 M de HNO_3 hay: $0,025 \text{ L} \cdot \frac{0,5 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,0125 \text{ mol de HNO}_3$

Como 1 mol de HNO_3 reacciona con 1 mol de NaOH , los 0,0125 mol de HNO_3 reaccionarán con 0,0125 mol de NaOH que estarán contenidos en un volumen de $0,0125 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ L}}{2 \text{ mol}} = 0,00625 \text{ L} = 6,25 \text{ mL}$

b) Como se trata de un ácido fuerte y una base fuerte, en el punto de equivalencia la neutralización será completa y el $\text{pH} = 7$.

c)

Material necesario para realizar la neutralización:

Matraz (o un frasco) con NaOH 2 M, matraz (o un frasco) con HNO_3 0'5 M, vaso de precipitados, bureta de 25 mL, pipeta de 10 mL, embudo pequeño, erlenmeyer de 250 mL, indicador ácido-base (fenolftaleína, naranja de metilo o rojo de metilo).

Procedimiento para realizar la valoración:

Se llena con cuidado la bureta con la disolución 0'1 M de NaOH (en ocasiones ayudarse de un embudo pequeño es conveniente) hasta unos 2 ó 3 cm por encima del enrase de la bureta. Se abre la llave de la bureta dejando caer lentamente gota a gota la disolución sobre un vaso de precipitados hasta que

el menisco por su parte inferior de volumen del líquido coincida con la señal del enrase de la bureta (para evitar errores de apreciación, paralelaje, y medidas incorrectas deben ponerse los ojos a la altura del menisco). Se coloca el erlenmeyer, que contiene 10 mL de HCl más unas gotas del indicador (por ejemplo, fenolftaleína), debajo de la bureta y se añade lentamente la base por medio de la bureta (que se debe manejar con la mano izquierda) a la vez que se le imprime un suave movimiento de rotación al erlenmeyer (que debe hacerse con la mano derecha, en el caso de que la persona que realiza la valoración sea diestra, en caso contrario se hace al revés) para homogeneizar la disolución hasta observar un ligero cambio de coloración (la disolución ha de cambiar de incolora a ligeramente rosada).

Cuando estemos cerca del punto de neutralización debe añadirse con sumo cuidado el valorante al erlenmeyer, para no pasarnos del punto final y que el error de valoración sea el mínimo posible.

18. Una disolución acuosa A contiene 3,65 g de HCl en un litro de disolución. Otra disolución acuosa B contiene 20 g de NaOH en un litro de disolución. Calcule:

a) El pH de cada una de las disoluciones.

b) El pH final después de mezclar 50 mL de la disolución A con 50 mL de la disolución B. Suponga que los volúmenes son aditivos. Masas atómicas: $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Na} = 23$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

a) A: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow$

$$\frac{3,65 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g}} = 0,1 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,1 = 1$$

B: $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow$

$$\frac{20 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{40 \text{ g}} = 0,5 \text{ M} \rightarrow \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,5 = 0,3 \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,3 = 13,7$$



$$50 \text{ mL HCl} \cdot \frac{0,1 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}; \quad 50 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{0,5 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol NaOH}$$

Como 1 mol de HCl se neutraliza con 1 mol de NaOH, los $5 \cdot 10^{-3}$ mol de HCl se neutralizarán con $5 \cdot 10^{-3}$ mol de NaOH, por lo que quedarán sin neutralizar: $2,5 \cdot 10^{-2} - 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0,02 \text{ mol}$ de NaOH, que estarán contenidos en un volumen de 100 mL (0,1 l), por lo que:

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,02 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,2 \text{ M} \rightarrow p\text{OH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,2 = 0,7 \rightarrow p\text{H} = 14 - p\text{OH} \\ = 14 - 0,7 = 13,3$$

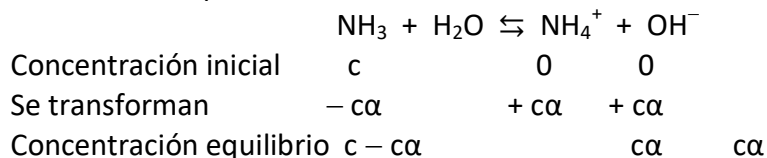
19. Se preparan 100 mL de una disolución acuosa de amoníaco 0,2 M.

a) Calcule el grado de disociación del amoníaco y el pH de la disolución.

b) Si a 50 mL de la disolución anterior se le añaden 50 mL de agua, calcule el grado de disociación del amoníaco y el valor del pH de la disolución resultante. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

a) Considerando ahora el equilibrio de disociación del amoníaco, siendo α el grado de disociación:



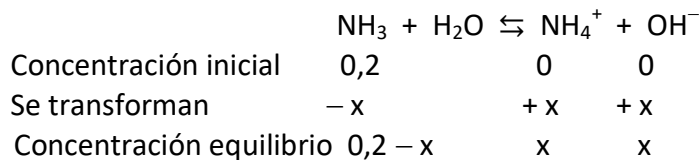
Sustituyendo las concentraciones en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(c\alpha)(c\alpha)}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,2\alpha^2}{1 - \alpha} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Si se considera que la disociación es pequeña puede despreciarse α frente a 1, es decir, $1 - \alpha \approx 1$. (En general podemos decir que si el error al calcular α es inferior al 5% puede hacerse esa simplificación). En nuestro caso queda:

$$0,2 \cdot \alpha^2 = 1,8 \cdot 10^{-5} \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,2}} = 9,5 \cdot 10^{-3}$$

También, se puede calcular el grado de disociación considerando las concentraciones de las distintas especies:



$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{0,2 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Resolviendo la ecuación de 2º grado, se tiene $x = 1,9 \cdot 10^{-3}$ M. El grado de disociación será:

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{[NH_3]_{inicial}} = \frac{1,9 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 0,0095$$

Como $[OH^-] = c \cdot \alpha \rightarrow [OH^-] = 0,2 \cdot 9,5 \cdot 10^{-3} = 1,9 \cdot 10^{-3} \rightarrow pOH = -\log [OH^-] = -\log 1,9 \cdot 10^{-3} = 2,72$.

Como $pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 2,72 = 11,28$.

b) En 50 mL de NH_3 0,2 M hay: $0,05 L \cdot \frac{0,2 mol}{1 L} = 0,01 mol$

que al añadirle 50 mL de agua (supuestos volúmenes aditivos) estarán contenidos en 100 mL por lo que la concentración del amoníaco será ahora: $\frac{0,01 mol}{0,1 L} = 0,1 M$

Siguiendo un razonamiento similar al anterior:

$$0,1 \cdot \alpha^2 = 1,8 \cdot 10^{-5} \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 1,34 \cdot 10^{-2}$$

Como $[OH^-] = c \cdot \alpha \rightarrow [OH^-] = 0,1 \cdot 1,34 \cdot 10^{-2} = 1,34 \cdot 10^{-3} \rightarrow pOH = -\log [OH^-] = -\log 1,34 \cdot 10^{-3} = 2,87$.

Como $pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 2,87 = 11,12$.

20. Se mezclan 200 g de hidróxido de sodio y 1000 g de agua resultando una disolución de densidad 1,2 g/mL. Calcule:

a) La molaridad de la disolución y la concentración de la misma en tanto por ciento en masa.

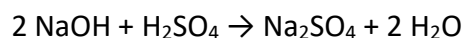
b) El volumen de disolución acuosa de ácido sulfúrico 2 M que se necesita para neutralizar 20 mL de la disolución anterior. Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

a)

$$200 g NaOH \cdot \frac{1 mol}{40 g} = 5 mol NaOH; \quad 1200 g disoluc. \cdot \frac{1 mL disoluc.}{1,2 g} = 1000 mL (1 L) disoluc.$$

$$\frac{5 mol}{1 L} = 5 M; \quad \frac{200 g NaOH}{1200 g disoluc.} \cdot 100 = 16,7 \%$$

b)



$$0,020 L NaOH \cdot \frac{5 mol}{1 L} = 0,1 mol NaOH \rightarrow 0,1 mol NaOH \cdot \frac{1 mol H_2SO_4}{2 mol NaOH} = 0,05 mol H_2SO_4$$

$$\rightarrow 0,05 mol H_2SO_4 \cdot \frac{1 L}{2 mol} = 0,025 L (25 mL)$$

21. Se ha preparado una disolución en un matraz aforado de 500 mL introduciendo 5 mL de HCl 11,6 M; 250 mL de HCl 1,5 M y la cantidad suficiente de agua hasta enrasar el matraz. Calcule:

a) La concentración de la disolución resultante y su pH.

b) El volumen necesario de dicha disolución para neutralizar 50 mL de una disolución de NaOH cuyo pH inicial es de 13,26.

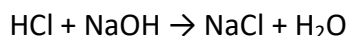
a) Los moles de cada una de las disoluciones y el número total de moles de HCl son:

$$5 \cdot 10^{-3} L \cdot 11,6 \frac{\text{mol}}{L} = 0,058 \text{ mol HCl}; 0,25 L \cdot 1,5 \frac{\text{mol}}{L} = 0,375 \text{ mol HCl} \rightarrow n_{\text{total}} = 0,433 \text{ mol HCl}$$

Que estarán contenidos en 500 mL por lo que la concentración de la disolución resultante y el pH serán:

$$\frac{0,433 \text{ mol}}{0,5 L} = 0,866 M \rightarrow \text{pH} = -\log[H_3O^+] = -\log 0,866 = 0,06$$

b) Si el pH de la disolución de NaOH es 13,26 su pOH = 14 - 13,26 = 0,74 y $[OH^-] = 10^{-0,74} = 0,18 M$



$$0,050 L NaOH \cdot \frac{0,18 \text{ mol}}{1 L} = 0,009 \text{ mol NaOH} \rightarrow 0,1 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,009 \text{ mol HCl} \\ \rightarrow 0,009 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 L}{0,866 \text{ mol}} = 0,010 L$$

22. Se dispone de ácido perclórico (ácido fuerte) del 65% de riqueza en peso y de densidad 1'6 g·mL⁻¹.

Determine:

a) El volumen al que hay que diluir 1,5 mL de dicho ácido para que el pH resultante sea igual a 1,0.

b) El volumen de hidróxido de potasio (base fuerte) 0,2 M que deberá añadirse para neutralizar 50 mL de la disolución anterior, de pH 1,0. Datos: Masas atómicas: 1; Cl 35,5; O 16.

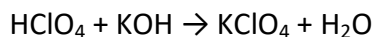


$$\frac{1600 \text{ g disoluc.}}{1 L \text{ disoluc.}} \cdot \frac{65 \text{ g ácido}}{100 \text{ g disoluc.}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{100,5 \text{ g}} = 10,3 M.$$

$$\text{En 1,5 mL de disolución hay: } 1,5 \text{ mL} \cdot \frac{10,3 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = 0,016 \text{ mol de HClO}_4.$$

$$\text{Si } \text{pH} = 1 \Rightarrow [H_3O^+] = 0,1 M \rightarrow 0,016 \text{ mol} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{0,1 \text{ mol}} = 160 \text{ mL}.$$

b)



$$50 \text{ mL} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HClO}_4}{1000 \text{ mL}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HClO}_4$$

$$5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HClO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol de HClO}_4} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NaOH}$$

$$\rightarrow 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NaOH} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{0,2 \text{ mol}} = 25 \text{ mL de NaOH (0,2 M)}$$

23. Una disolución comercial de ácido clorhídrico tiene una riqueza en peso del 32% y una densidad de $1,148 \text{ g/cm}^3$. Calcule: **a)** El volumen de esa disolución que debemos tomar para preparar 300 mL de disolución 0,3 M de HCl; **b)** El volumen de disolución de Ba(OH)_2 0,4 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución 0,3 M de HCl. H = 1; Cl = 35,5.

a) La concentración de la disolución comercial será:

$$\frac{1148 \text{ g disoluc.}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{32 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disoluc.}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g}} = 10 \text{ M}$$

Para preparar los 300 mL de la disolución diluida necesitamos: $0,3 \text{ L} \cdot \frac{0,3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L}} = 0,09 \text{ mol de HCl}$

Que estarán contenidos en un volumen de disolución comercial (10 M) de:

$$0,09 \text{ mol} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10 \text{ mol}} = 0,009 \text{ L, es decir, 9 mL.}$$

b) La reacción de neutralización correspondiente es: $2 \text{ HCl} + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$.

Como se observa 2 mol de HCl necesitan para su neutralización 1 mol de Ba(OH)_2 .

En los 100 mL de HCl 0,3 M hay: $0,1 \text{ L} \cdot \frac{0,3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L}} = 0,03 \text{ mol HCl}$

De acuerdo con lo dicho 0,03 mol de HCl necesitarán para su neutralización:

$$0,03 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0,015 \text{ mol Ba(OH)}_2$$

Que estarán contenidos en un volumen de: $0,015 \text{ mol Ba(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,4 \text{ mol}} = 0,0375 \text{ L}$

24. A 0,5 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico del 35 % en peso y densidad $1,2 \text{ g/mL}$ se le añade agua destilada hasta tener 10 L de disolución diluida. Calcule:

a) El pH de la disolución diluida

b) El volumen de una disolución acuosa 1 M de NaOH que habrá de emplearse para neutralizar 250 mL de la disolución diluida de HCl

Datos: Masas atómicas: Cl=35,5; H=1

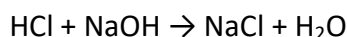
a) Los moles de HCl contenidos en los 0,5 L de disolución son:

$$0,5 L \cdot \frac{1200 g \text{ disoluc.}}{1 L} \cdot \frac{35 g HCl}{100 g \text{ disoluc.}} \cdot \frac{1 mol}{36,5 g} = 5,7 mol HCl$$

Que estarán contenidos en 0,5 L por lo que la concentración de la disolución resultante y el pH serán:

$$\frac{5,7 mol}{10 L} = 0,57 M \rightarrow pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0,57 = 0,24$$

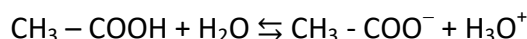
b)



$$\begin{aligned} 0,250 L HCl \cdot \frac{0,57 mol}{1 L} &= 0,1425 mol HCl \rightarrow 0,1425 mol HCl \cdot \frac{1 mol NaOH}{1 mol HCl} \\ &= 0,1425 mol NaOH \rightarrow 0,1425 mol NaOH \cdot \frac{1 L}{1 mol} = 0,1425 L \end{aligned}$$

25. Se dispone de una disolución acuosa de ácido acético (CH_3COOH) de $pH = 3$. **a)** Calcule la concentración del ácido acético en la citada disolución. **b)** ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 0,1M habría que tomar para preparar 100 mL de una disolución con el mismo pH que la disolución anterior de ácido acético? Datos: K_a del ácido acético = $1,8 \cdot 10^{-5}$.

a)

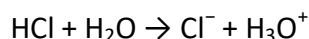


$$\text{Si } pH = 3 \rightarrow [H_3O^+] = [CH_3COO^-] = 10^{-3} M \rightarrow K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-3})^2}{([CH_3COOH] - 10^{-3})} \rightarrow$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} \cdot ([CH_3COOH] - 10^{-3}) = 10^{-6} \rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot [CH_3COOH] = 10^{-6} - 1,8 \cdot 10^{-8} \rightarrow$$

$$[CH_3COOH] = 0,055 M$$

b)



Si $pH = 3 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3} M$. En 100 mL de HCl $10^{-3} M$ hay:

$$100 mL \cdot \frac{10^{-3} mol}{1000 mL} = 1 \cdot 10^{-4} mol HCl,$$

que esatrán contenidos en la disolución de HCl 0,1 M en un volumen de:

$$1 \cdot 10^{-4} mol \cdot \frac{1000 mL}{0,1 mol} = 1 mL de HCl$$

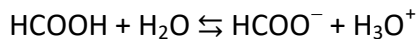
26. Se disuelven 23 g de ácido metanoico, $HCOOH$, en agua hasta obtener 10 L de disolución. La concentración de iones H_3O^+ es 0,003 M. Calcule:

a) El pH de la disolución y el grado de disociación;

b) La constante K_a del ácido.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16

a) La concentración inicial del ácido metanoico será: $\frac{23 \text{ g HCOOH} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g}}}{10 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$



Concentración en equilibrio: $c(1 - \alpha)$ $c \cdot \alpha$ $c \cdot \alpha$

Como $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,003 \text{ M}$ y $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,003 = 2,52$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = c \cdot \alpha \rightarrow \alpha = [\text{H}_3\text{O}^+]/c = 0,003/0,05 = 0,06$

$$\text{b) } K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(0,003)^2}{(0,05 - 0,003)} = 1,91 \cdot 10^{-4}$$

27. Una disolución acuosa 0,2 M de un ácido débil HA se disocia en un 12 %.

Calcule:

a) La constante de disociación del ácido.

b) El pH de la disolución y la concentración de OH^- de la disolución.

a)

	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	
Concentración inicial	0,2 0 0	
Cambio concentración	- x + x + x	
Concentración equilibrio	0,2 - x x x	
En función de $\alpha (=x/c)$	0,2 - 0,2 α 0,2 α 0,2 α	(siendo $\alpha = 0,12$)

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HA}]} = \frac{(0,2 \cdot 0,12)^2}{(0,2 - 0,2 \cdot 0,12)} = 3,3 \cdot 10^{-3}$$

b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = c \cdot \alpha = 0,2 \cdot 0,12 = 0,024 \rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,024 = 1,62$

$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 1,62 = 12,38 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-12,38} = 4,2 \cdot 10^{-13} \text{ M}$

28. Cuando se disuelven en agua 2,5 g de un ácido monoprótico de masa molecular 52,5, HA, hasta alcanzar un volumen de 250 mL, el pH de la disolución es igual a 4. Calcule: **a)** la constante de ionización del ácido; **b)** El grado de disociación del mismo.

a) La concentración inicial del ácido es: $[\text{HA}] = \frac{2,5 \text{ g}}{0,25 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{52,5 \text{ g}} = 0,19 \text{ M}$

La disociación del ácido se produce: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Concentración inicial	0,19	0	0
Cambio concentración	- x	+ x	+ x
Concentración equilibrio	0,19 - x	x	x

Puesto que el pH = 4 querrá decir que $[H_3O^+] = 10^{-4}$ M y como $[H_3O^+] = [A^-] = x = 10^{-4}$ M y la concentración de ácido en el equilibrio será: $[HA] = 0,19 - [H_3O^+] = 0,19 - 10^{-4} \approx 0,19$ M

Sustituyendo los valores de las concentraciones en el equilibrio en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{c - x} = \frac{(10^{-4})^2}{0,19} = 5,26 \cdot 10^{-8}$$

b) $[H_3O^+] = c \cdot \alpha \rightarrow \alpha = \frac{[H_3O^+]}{c} = \frac{10^{-4}}{0,19} = 0,0005$

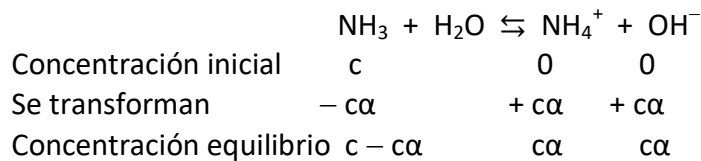
29. Se tiene una disolución de amoníaco de concentración 0,17 g/L, y cuyo grado de disociación es 0,043. Calcule:

a) La constante de ionización del amoníaco a esa temperatura.

b) El pH de la disolución.

Masas atómicas: N = 14; H = 1.

a) La concentración inicial del amoníaco es: $0,17 \frac{g}{L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{17 \text{ g}} = 0,01 \text{ M}$



Sustituyendo las concentraciones en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(c\alpha)(c\alpha)}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,01(0,043)^2}{1 - 0,043} = 1,9 \cdot 10^{-5}$$

b)

Como $[OH^-] = c \cdot \alpha \rightarrow [OH^-] = 0,01 \cdot 0,043 = 4,3 \cdot 10^{-4} \rightarrow pOH = -\log [OH^-] = -\log 4,3 \cdot 10^{-4} = 3,37$.

Como $pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 3,37 = 10,63$.

30. Una disolución acuosa 0,3 M de HClO tiene un pH = 3,98. Calcule.

a) La concentración molar de especies ClO^- en disolución y el grado de disociación del ácido.

b) El valor de la constante K_a del HClO y el valor de la constante K_b de su base conjugada.



Puesto que el pH = 3,98 querrá decir que $[H_3O^+] = 10^{-3,98} = 1,05 \cdot 10^{-5}$ M y como $[H_3O^+] = [ClO^-] = 1,05 \cdot 10^{-5}$ M

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{[HClO]_{in}} = \frac{1,05 \cdot 10^{-5}}{0,3} = 0,00035$$

b)

$$K_a = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HClO] - [H_3O^+]} = \frac{(1,05 \cdot 10^{-4})^2}{0,3 - 1,05 \cdot 10^{-4}} = 3,67 \cdot 10^{-8}$$

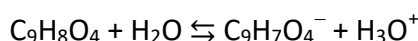
$$K_a \cdot K_b = K_W \rightarrow K_b = \frac{K_W}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{3,67 \cdot 10^{-8}} = 2,72 \cdot 10^{-7}$$

31. El ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$) es un ácido débil monoprótico cuya constante de acidez es $3 \cdot 10^{-5}$. Calcule:

a) Los gramos de dicho ácido que hay que utilizar para preparar 700 mL de disolución de pH 4,0

b) El grado de disociación del ácido acetilsalicílico en dicha disolución.

Datos: Masas atómicas: C=12; O=16; H=1



a) Si $pH = 4 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-4} M$

$$K_a = \frac{[C_9H_7O_4^-] \cdot [H_3O^+]}{[C_9H_8O_4]_{eq}} = \frac{[H_3O^+]^2}{[C_9H_8O_4]_{in} - [H_3O^+]} \approx \frac{(1 \cdot 10^{-4})^2}{[C_9H_8O_4]_{in} - 1 \cdot 10^{-4}} = 3 \cdot 10^{-5}$$

$$\rightarrow [C_9H_8O_4]_{in} = 4,3 \cdot 10^{-4} M \rightarrow 0,7 L \cdot 4,3 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{L} \cdot 620 \frac{g}{mol}$$

$$= 0,188 g$$

b)

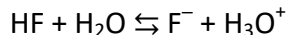
$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{[C_9H_8O_4]_{in}} = \frac{1 \cdot 10^{-4}}{4,3 \cdot 10^{-4}} = 0,23$$

32. Se preparan 300 mL de una disolución de ácido fluorhídrico cuyo pH es 2,8. Determine:

a) El grado de disociación del ácido en dicha disolución

b) La masa de ácido fluorhídrico que fue necesaria para preparar la disolución

Datos: $K_a (HF) = 7,2 \cdot 10^{-4}$. Masas atómicas: F=19; H=1



b) Si $pH = 2,8 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2,8} = 1,6 \cdot 10^{-3} M$

$$K_a = \frac{[F^-] \cdot [H_3O^+]}{[HF]_{eq}} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HF]_{in} - [H_3O^+]} = \frac{(1,6 \cdot 10^{-3})^2}{[HF]_{in} - 1,6 \cdot 10^{-3}} = 7,2 \cdot 10^{-4} \rightarrow [HF]_{in}$$

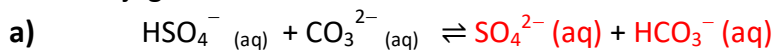
$$= 5 \cdot 10^{-3} M$$

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{[HF]_{in}} = \frac{1,6 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-3}} = 0,31$$

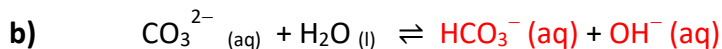
b) $0,3 L \cdot 5 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{L} \cdot 20 \frac{g}{mol} = 0,03 g$

P.A.U. 2016

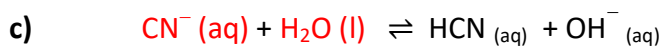
33. Complete las siguientes reacciones ácido-base e identifique los correspondientes pares ácido-base conjugados:



A1 **B2** **B1** **A2**



B1 **A2** **A1** **B2**



B1 **A2** **A1** **B2**

34. Justifique el valor del pH de una disolución 0,01 M de:

a) Hidróxido de sodio.

b) Ácido sulfúrico.

c) Nitrato de sodio.

a) $[\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ M} \rightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 10^{-2} = 2 \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$

b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-2} \text{ M} \rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2 \cdot 10^{-2} = 1,7$

c) Como se trata de una sal de ácido fuerte y base fuerte su pH = 7.

35. El ácido metanoico, HCOOH, es un ácido débil.

a) Escriba su equilibrio de disociación acuosa

b) Escriba la expresión de su constante de acidez K_a

c) ¿Podría una disolución acuosa de ácido metanoico tener un pH de 8? Justifique la respuesta.



b) $K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]_{eq}}$

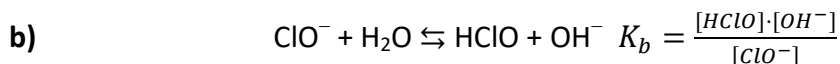
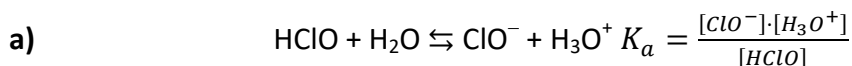
c) No porque sería básico y un ácido tiene un pH < 7.

36. La constante de acidez del ácido hipocloroso (HClO) es $K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}$

a) Escriba la reacción química del agua con el ácido hipocloroso (HClO) y la expresión de su constante de acidez

b) Escriba la reacción química del agua con la base conjugada del ácido HClO y la expresión de su constante de basicidad

c) Calcule la constante de basicidad de la base anterior.



$$c) K_a \cdot K_b = K_w \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3,0 \cdot 10^{-8}} = 3,3 \cdot 10^{-7}$$

37. a) Calcule los gramos de ácido cloroso, HClO_2 ($K_a = 0,011$), que se necesitan para preparar 100mL de disolución de $\text{pH} = 2$.

b) Calcule el grado de disociación del ácido cloroso en dicha disolución.

Datos: Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5; O = 16



Si $\text{pH} = 2 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$

$$K_a = \frac{[\text{ClO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}_2]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HClO}_2]_0 - [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{(10^{-2})^2}{[\text{HClO}_2]_0 - 10^{-2}} = 0,011 \rightarrow [\text{HClO}_2]_0 = 0,0191 \text{ M}$$

$$0,1 \text{ L} \cdot \frac{0,0191 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{68,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,131 \text{ g}$$

b)

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}_2]_0} = \frac{10^{-2}}{0,0191} = 0,52$$

38. a) Calcule el pH de una disolución que contiene 2 g de hidróxido de sodio en 200 mL de la misma. Si se diluye la disolución anterior hasta 2 litros, ¿cuál sería el nuevo pH de la disolución?

b) Calcule el volumen de disolución de ácido nítrico 0,1M necesario para neutralizar 10 mL de la disolución inicial no diluida.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.

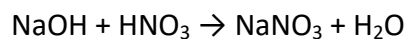
a)

$$\frac{2 \text{ g NaOH}}{0,2 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{40 \text{ g}} = 0,25 \text{ M} \rightarrow \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,25 = 0,6 \rightarrow \text{pH} = 14 - 0,6 = 13,4$$

Al diluir hasta 2 litros, la nueva concentración es: $\frac{2 \text{ g NaOH}}{2 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{40 \text{ g}} = 0,025 \text{ M}$ por lo que el nuevo pH será:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,025 = 1,6 \rightarrow \text{pH} = 14 - 1,6 = 12,4$$

b)



En 10 mL de NaOH 0,25 M hay: $0,01 L \cdot \frac{0,25 mol}{1 L} = 0,0025 mol NaOH$, que neutralizarán a 0,0025 mol de HNO₃, por lo que el volumen de disolución 0,1 M de HNO₃ es:

$$0,0025 mol HNO_3 \cdot \frac{1000 mL}{0,1 mol} = 25 mL de disolución de HNO_3$$

39. Se dispone de una disolución acuosa 0,8 M de NaOH. Calcule:

a) La concentración y el pH de la disolución resultante de mezclar 20 mL de esta disolución con 80 mL de otra disolución 0,5 M de la misma sustancia suponiendo que los volúmenes son aditivos.

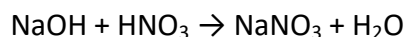
b) El volumen necesario de la disolución para neutralizar 100 mL de HNO₃ 0,25 M.

a)

$$0,02 L \cdot \frac{0,8 mol}{1 L} + 0,08 L \cdot \frac{0,5 mol}{1 L} = 0,056 mol \rightarrow [NaOH] = \frac{0,056 mol}{0,1 L} = 0,56 M$$

$$[OH^-] = 0,56 M \rightarrow pOH = -\log[OH^-] = -\log 0,56 = 0,25 \rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 0,25 = 13,75$$

b)



$$0,1 L HNO_3 \cdot \frac{0,25 mol}{1 L} \cdot \frac{1 mol NaOH}{1 mol HNO_3} \cdot \frac{1000 mL}{0,8 mol} = 31,25 mL$$

40. El HF en disolución 0,1 M se disocia en un 10%. Calcule:

a) El pH de esta disolución.

b) El valor de la constante de disociación, K_b , de la base conjugada de ese ácido.

$$a) HF + H_2O \rightleftharpoons F^- + H_3O^+ [H_3O^+] = c \cdot \alpha = 0,1 \cdot 0,1 = 10^{-2} M \rightarrow pH = -\log 10^{-2} = 2$$

$$b) K_a = \frac{[F^-] \cdot [H_3O^+]}{[HF]} = \frac{10^{-2} \cdot 10^{-2}}{0,1 - 10^{-2}} = 1,11 \cdot 10^{-3}$$

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14} \rightarrow K_b = \frac{10^{-14}}{1,11 \cdot 10^{-3}} = 9 \cdot 10^{-12}$$

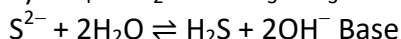
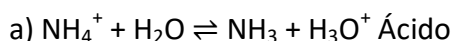
PEBAU 2017

41. Aplicando la teoría de Brönsted-Lowry, en disolución acuosa:

a) Razone si las especies NH₄⁺ y S²⁻ son ácidos o bases

b) Justifique cuáles son las bases conjugadas de los ácidos HCN y C₆H₅COOH

c) Sabiendo que a 25 °C, la K_a del C₆H₅COOH y del HCN tienen un valor de $6,4 \cdot 10^{-5}$ y $4,9 \cdot 10^{-10}$, respectivamente, ¿qué base conjugada será más fuerte? Justifique la respuesta.



b) Bases conjugadas: CN^- ($\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$) y $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$)
 c) CN^- (ion cianuro). Como $K_a(\text{HCN}) \lllll K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH})$ $K_b(\text{CN}^-) \gg K_b(\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-)$
 Por tanto, el CN^- tiene una fortaleza mayor que el $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$.

42. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) A igual molaridad, cuanto menor es la K_a de un ácido menor será el pH de sus disoluciones.
- b) Al añadir agua a una disolución de un ácido fuerte su pH disminuye.
- c) En las disoluciones básicas el pOH es menor que el pH.

- a) Falso. Cuanto más débil es un ácido, menor será su concentración de H_3O^+ y mayor su pH.
- b) Falso. Al añadir agua a una disolución de un ácido fuerte, la concentración de H_3O^+ se hace menor y mayor su pH.
- c) Verdadero, como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, en una disolución básica el $\text{pH} > 7$, luego el pOH debe ser menor que 7.

43. Explique mediante las reacciones correspondientes el pH que tendrán las disoluciones acuosas de las siguientes especies químicas.

- a) NaNO_3
- b) CH_3COONa
- c) NH_4Cl

a) $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$
 $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ No se hidroliza por ser ácido conjugado de una base fuerte.
 $\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ No se hidroliza por ser base conjugada de un ácido fuerte. } pH = 7.

b) $\text{HCOONa} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOO}^- + \text{Na}^+$.

$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ El catión Na^+ es el ácido conjugado de una base fuerte (NaOH) y tendrá un carácter débil por lo que no se hidroliza (solo se hidrata).
 Por su parte el anión HCOO^- será la base conjugada de un ácido débil (HCOOH) y tendrá un carácter básico fuerte por lo que se hidroliza: $\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{OH}^-$ por lo que la disolución tendrá carácter básico.

c) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$. El anión Cl^- es la base conjugada de un ácido fuerte (HCl) y tendrá un carácter débil por lo que no se hidroliza (solo se hidrata). Por su parte el catión NH_4^+ es el ácido conjugado de una base débil (NH_3) y tendrá un carácter ácido fuerte por lo que se hidroliza: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, por lo que la disolución tendrá carácter ácido.

44. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas aplicadas a una disolución acuosa 1 M de un ácido débil monoprótico ($K_a = 10^{-5}$, a 25 °C):

- a) Su pOH será menor que 7.
- b) El grado de disociación aumenta si se diluye la disolución.
- c) El pH disminuye si se diluye la disolución.

a) Falso. Según el equilibrio de disociación del agua $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, si pOH es menor que 7, el pH sería mayor que 7, es decir básico, lo que no es posible, ya que una disolución acuosa de un ácido debe tener pH ácido, es decir menor de 7.

b)

	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Concentración inicial	$c_0 \quad 0 \quad 0$
Cambio concentración	$-x \quad +x \quad +x$
Concentración equilibrio	$c_0 - x \quad x \quad x$
En función de $\alpha (=x/c)$	$c_0(1 - \alpha) \quad c_0\alpha \quad c_0\alpha$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1 - \alpha)} = \frac{c_0\alpha^2}{(1 - \alpha)} \approx c_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c_0}}$$

Verdadero, al diluir la disolución disminuye c_0 con lo que el grado de disociación (α) aumenta

c) Falso, al diluir la disolución disminuye c_0 , como $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot c_0}$ disminuye $[\text{H}_3\text{O}^+]$, y como $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, el pH aumenta.

45. a) El grado de disociación de una disolución 0,03 M de hidróxido de amonio (NH_4OH) es 0,024. Calcule la constante de disociación (K_b) del hidróxido de amonio y el pH de la disolución.

b) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 mL de una disolución de NaOH 0,03 M para que su pH sea de 11,5.

a)

	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
Concentración inicial	$c \quad 0 \quad 0$
Se transforman	$-c\alpha \quad +c\alpha \quad +c\alpha$
Concentración equilibrio	$c - c\alpha \quad c\alpha \quad c\alpha$

Sustituyendo las concentraciones en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(c\alpha)(c\alpha)}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,03(0,024)^2}{1 - 0,024} = 1,77 \cdot 10^{-5}$$

Como $[\text{OH}^-] = c \cdot \alpha \rightarrow [\text{OH}^-] = 0,03 \cdot 0,024 = 7,2 \cdot 10^{-4} \rightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 7,2 \cdot 10^{-4} = 3,14$.

Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,14 = 10,86$

b)

$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 11,5 = 2,5 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2,5} = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

En 100 mL de NaOH 0,03 M hay: $0,1 \text{ L} \cdot 0,03 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$

Por lo que el volumen de NaOH necesario será:

$$\frac{3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}} = 0,95 \text{ L}$$

Y el volumen de agua: $0,95 - 0,1 = 0,85 \text{ L}$.

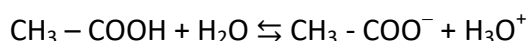
46. 250 mL de una disolución acuosa contiene 3 g de ácido acético (CH_3COOH). Calcule:

a) La concentración molar y el pH de la disolución a 25 °C.

b) El grado de disociación del ácido acético y el pH si se diluye la disolución anterior con agua hasta un volumen de 1 L.

Datos: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ a 25 °C. Masas atómicas: O=16; C=12; H=1

$$\frac{2 \text{ g } \acute{\text{a}}\text{c. acético}}{0,25 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{60 \text{ g}} = 0,2 \text{ M}$$



Concentración inicial	0,2	0	0
Cambio concentración	- x	+ x	+ x
Concentración equilibrio	$0,2 - x$	x	x
En función de $\alpha (=x/c)$	$0,2(1 - \alpha)$	$0,2\alpha$	$0,2\alpha$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(c\alpha)(c\alpha)}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} \approx 0,2\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,2}} = 9,5 \cdot 10^{-3}$$

(Como la constante K_a es pequeña, hemos despreciado α frente a 1)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c \cdot \alpha = 0,2 \cdot 9,5 \cdot 10^{-3} = 1,9 \cdot 10^{-3} \rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,9 \cdot 10^{-3} = 2,7$$

b) Si se diluye con agua hasta 1 L, la nueva concentración inicial será ahora:

$$\frac{2 \text{ g } \acute{\text{a}}\text{c. acético}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{60 \text{ g}} = 0,05 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(c\alpha)(c\alpha)}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} \approx 0,05\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,05}} = 0,019$$

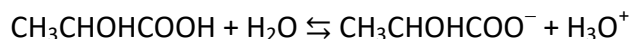
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c \cdot \alpha = 0,05 \cdot 0,019 = 9,5 \cdot 10^{-4} \rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 9,5 \cdot 10^{-4} = 3,0$$

47. El ácido láctico ($\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$) tiene un valor de K_a de $1,38 \cdot 10^{-4}$, a 25 °C. Calcule:

a) Los gramos de dicho ácido necesarios para preparar 500 mL de disolución de pH = 3.

b) El grado de disociación del ácido láctico y las concentraciones de todas las especies en el equilibrio de la disolución.

Datos: Masas atómicas: O = 16; C = 12; H = 1



Si $pH = 3 \rightarrow [H_3O^+] = [CH_3CHOHCOO^-] = 10^{-3} M \rightarrow$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3CHOHCOO^-]}{[CH_3CHOHCOOH]} \rightarrow 1,38 \cdot 10^{-4} = \frac{(10^{-3})^2}{([CH_3CHOHCOOH]_0 - 10^{-3})} \rightarrow$$

$$1,38 \cdot 10^{-4} \cdot ([CH_3CHOHCOOH]_0 - 10^{-3}) = 10^{-6} \rightarrow [CH_3CHOHCOOH]_0 = 8,25 \cdot 10^{-3} M$$

$$0,5 L \cdot 8,25 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{L} \cdot \frac{90 g}{1 mol} = 0,371 g$$

b) $pH = 3 \rightarrow [H_3O^+] = c \cdot \alpha = 10^{-3} M \rightarrow \alpha = \frac{10^{-3}}{8,25 \cdot 10^{-3}} = 0,12$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio serán:

$$[H_3O^+] = [CH_3CHOHCOO^-] = 10^{-3} M; [CH_3CHOHCOOH] = 8,25 \cdot 10^{-3} - 10^{-3} = 7,25 \cdot 10^{-3} M$$

48. El amoníaco comercial es un producto de limpieza que contiene un 28% en masa de amoníaco y una densidad de $0,90 g \cdot mL^{-1}$. Calcule:

a) El pH de la disolución de amoníaco comercial y las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.

b) El volumen de amoníaco comercial necesario para preparar 100 mL de una disolución acuosa cuyo pH sea 11,5.

Datos: $K_b = 1,77 \cdot 10^{-5}$ a $25^\circ C$. Masas atómicas: N=14; H=1

a) La concentración inicial de la disolución de amoníaco comercial es:

$$\frac{900 g \text{ disoluc.}}{1 L \text{ disoluc.}} \cdot \frac{28 g NH_3}{100 g \text{ disoluc.}} \cdot \frac{1 mol}{17 g NH_3} = 14,82 M$$

	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$		
Concentración inicial	14,82	0	0
Se transforman	- x	+ x	+ x
Concentración equilibrio	$14,82 - x$	x	x

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{14,82 - x} = 1,77 \cdot 10^{-5}$$

Resolviendo se tiene $x = 0,016 M$, por lo que: $[OH^-] = [NH_4^+] = 0,016 M$ y $[NH_3] = 14,8 M$

$[OH^-] = 0,016 \rightarrow pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,016 = 1,8$. Como $pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH = 12,2$

b) Si $pH = 11,5 \rightarrow pOH = 14 - 11,5 = 2,5 \rightarrow [OH^-] = 3,16 \cdot 10^{-3} M$

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-3})^2}{c_0 - 3,16 \cdot 10^{-3}} = 1,77 \cdot 10^{-5}$$

Resolviendo, la nueva concentración inicial será: $c_0 = 0,568 M$.

En 100 mL de esta disolución hay: $0,1 L \cdot \frac{0,568 mol}{1 L} = 0,0568 mol$

Que tenemos que coger de la disolución comercial (14,82 M), por lo que el volumen necesario de esta última será:

$$0,0568 mol \cdot \frac{1 L}{14,82 mol} = 3,83 \cdot 10^{-3} L$$

(También se podría hacer: $M \cdot V = M' \cdot V' \rightarrow 0,568 \cdot 0,1 = 14,82 \cdot V' \rightarrow V' = 3,83 \cdot 10^{-3} L$)

49. El ácido benzoico (C_6H_5COOH) se utiliza como conservante de alimentos ya que inhibe el desarrollo microbiano cuando el pH de la disolución empleada tenga un pH inferior a 5.

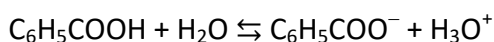
a) Determine si una disolución acuosa de ácido benzoico de concentración $6,1 g \cdot L^{-1}$ se podría usar como conservante líquido.

b) Calcule los gramos de ácido benzoico necesarios para preparar 5 L de disolución acuosa de pH=5.

Datos: $K_a = 6,4 \cdot 10^{-5}$, a 25°C. Masas atómicas: O = 16; C = 12; H = 1

a) La concentración inicial de ácido benzoico es:

$$6,1 \frac{g}{L} \cdot \frac{1 mol}{122 g} = 0,05 M$$

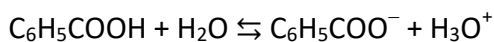


Concentración inicial	0,05	0	0
Se transforman	- x	+ x	+ x
Concentración equilibrio	$0,05 - x$	x	x

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} \rightarrow 6,4 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,05 - x} \rightarrow x = 1,76 \cdot 10^{-3} M$$

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 1,76 \cdot 10^{-3} = 2,76$. Por tanto, si se podría usar.

b) Como $pH = 5 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-5} M$



Concentración inicial	C_0	0	0
Se transforman	-10^{-5}	$+10^{-5}$	$+10^{-5}$
Concentración equilibrio	$C_0 - 10^{-5}$	10^{-5}	10^{-5}

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} \rightarrow 6,4 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-5})^2}{C_0 - 10^{-5}} \rightarrow C_0 = 1,16 \cdot 10^{-5} M$$

Para preparar 5 L de una disolución de ácido benzoico $1,16 \cdot 10^{-5}$ M se necesitan:

$$1,16 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 5 \text{ L} \cdot \frac{122 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,007 \text{ g}$$

50. El agua fuerte es una disolución acuosa que contiene un 25% en masa de HCl y tiene una densidad de $1,09 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Se diluyen 25 mL de agua fuerte añadiendo agua hasta un volumen final de 250 mL.

a) El pH de la disolución diluida.

b) ¿Qué volumen de una disolución que contiene $37 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución diluida de HCl?

Datos: Masas atómicas: Ca = 40; Cl = 35,5; O = 16; H = 1

a) La concentración de la disolución de HCl es:

$$25 \text{ mL} \cdot \frac{1,09 \text{ g disoluc.}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{25 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disoluc.}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g}} = 1,9 \text{ mol HCl}$$

Que estarán contenidos en 0,25 L por lo que la concentración de la disolución resultante y el pH serán:

$$\frac{0,19 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,76 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,76 = 0,12$$

(ya que el HCl es un ácido fuerte y $[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+]$).

b) La reacción de neutralización correspondiente es: $2 \text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

Como se observa 2 mol de HCl necesitan para su neutralización 1 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

En los 20 mL diluida de HCl (0,76 M) hay: $0,02 \text{ L} \cdot \frac{0,76 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L}} = 0,0152 \text{ mol HCl}$

De acuerdo con lo dicho 0,0152 mol de HCl necesitarán para su neutralización:

$$0,0152 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol HCl}} = 7,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca}(\text{OH})_2$$

La disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ tiene una molaridad: $37 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{74 \text{ g}} = 0,5 \text{ M}$

Por lo que estarán contenidos en un volumen de:

$$7,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,5 \text{ mol}} = 0,0152 \text{ L (15,2 mL)}$$

PEVAU 2018

51. a) Según la teoría de Brönsted-Lowry justifique mediante las correspondientes reacciones químicas el carácter ácido, básico o neutro de disoluciones acuosas de HCl y de NH_3 .

b) Según la teoría de Brønsted-Lowry escriba la reacción que se produciría al disolver etanoato de sodio (CH_3COONa) en agua, así como el carácter ácido, básico o neutro de dicha disolución.

c) Se tienen tres disoluciones acuosas de las que se conocen: de la primera la $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$ M, de la segunda la $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4}$ M y de la tercera la $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$ M. Ordénelas justificadamente en función de su acidez.

a) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$: Carácter ácido $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$: Carácter básico

b) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$.

$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ El catión Na^+ es el ácido conjugado de una base fuerte (NaOH) y tendrá un carácter débil por lo que no se hidroliza (solo se hidrata).

Por su parte el anión HCOO^- será la base conjugada de un ácido débil (HCOOH) y tendrá un carácter básico fuerte por lo que se hidroliza: $\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{OH}^-$ por lo que la disolución tendrá carácter básico.

c) $[\text{OH}^-] = 10^{-4} \rightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 4 \rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 10$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 4$

$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \rightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 7 \rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 7$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} > [\text{OH}^-] = 10^{-7} > [\text{OH}^-] = 10^{-4}$

52. Aplicando la teoría de Brønsted-Lowry para ácidos y bases, y teniendo en cuenta que el ácido cloroso (HClO_2) es un ácido débil ($K_a = 1,1 \cdot 10^{-2}$):

a) Escriba la reacción química del agua con el ácido cloroso y la expresión de su constante de acidez.

b) Escriba la reacción química del agua con la base conjugada del ácido y la expresión de su constante de basicidad.

c) Obtenga el valor de la constante de basicidad de su base conjugada.

a) $\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow K_a = \frac{[\text{ClO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}_2]}$

b) $\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO}_2 + \text{OH}^- \quad K_b = \frac{[\text{HClO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{ClO}_2^-]}$

c) $K_a \cdot K_b = K_w \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,1 \cdot 10^{-2}} = 9,1 \cdot 10^{-13}$

53. La constante de acidez del ácido láctico, ácido orgánico monoprótico, es $1,38 \cdot 10^{-4}$. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) El ácido láctico es un ácido fuerte.

b) La constante K_b de la base conjugada es $7,2 \cdot 10^{-11}$

c) En una disolución acuosa del ácido, el pOH es mayor que el pH

a) Falso: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$

Como la constante de acidez es muy pequeña, quiere decir que se encuentra muy poco disociado, es decir el numerador será muy pequeño con respecto al denominador por lo que se tratará de un ácido débil.

b) Verdadero: $K_a \cdot K_b = K_w \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,38 \cdot 10^{-4}} = 7,24 \cdot 10^{-11}$

c) Verdadero. En una disolución acuosa de un ácido su $[H_3O^+] > [OH^-]$ por lo que su $pH < 7$ y su $pOH > 7$, y como $pH + pOH = 14$, $pOH > pH$

54. Se tienen dos disoluciones acuosas de dos ácidos monopróticos orgánicos del tipo R-COOH, una de ácido etanoico ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) y otra de ácido benzoico ($K_a = 6,5 \cdot 10^{-5}$). Si la concentración molar de los dos ácidos es la misma, conteste razonadamente:

a) ¿Cuál de los dos ácidos es más débil?

b) ¿Cuál de los dos ácidos tiene un grado de disociación mayor?

c) ¿Cuál de las dos bases conjugadas es más débil?

a) Como la constante de disociación de un ácido se define: $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+ \rightarrow K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$ será más débil el que tenga una constante de disociación menor, es decir el ácido etanoico.

b) Como el grado de disociación de un ácido es: $[H_3O^+] = c \cdot \alpha \rightarrow \alpha = \frac{[H_3O^+]}{c}$ para una misma concentración tendrá un mayor grado de disociación el que tenga una $[H_3O^+]$ mayor, es decir el ácido benzoico.

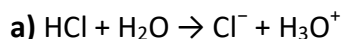
c) Como $K_a \cdot K_b = K_w \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a}$ será más débil la que tenga una K_a mayor.

55. Se preparan 187 mL de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) a partir de 3 mL de un ácido clorhídrico comercial de 37% de riqueza en masa y densidad 1,184 g/mL. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

a) La concentración de la disolución preparada y su pH.

b) El volumen (mL) de disolución de $Ca(OH)_2$ 0,1 M necesario para neutralizar 10 mL de la disolución final preparada de HCl.

Datos: Masas atómicas relativas H=1; Cl=35,5



Los moles de HCl contenidos en los 3 mL de disolución son:

$$3 \text{ mL} \cdot \frac{1,184 \text{ g disoluc.}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disoluc.}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g}} = 0,036 \text{ mol HCl}$$

por lo que la concentración de la disolución resultante y el pH serán:

$$\frac{0,036 \text{ mol}}{0,187 \text{ L}} = 0,19 \text{ M} \rightarrow pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0,19 = 0,71$$

b) La reacción de neutralización correspondiente es: $2 HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2 H_2O$.

Como se observa 2 mol de HCl necesitan para su neutralización 1 mol de $Ca(OH)_2$.

En los 10 mL de HCl 0,19 M hay: $0,01 \text{ L} \cdot \frac{0,19 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L}} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$

De acuerdo con lo dicho $1,9 \cdot 10^{-3}$ mol de HCl necesitarán para su neutralización:

$$1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 9,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ca(OH)}_2$$

Que estarán contenidos en un volumen de: $9,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,1 \text{ mol}} = 9,5 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

56. La aspirina es un medicamento cuyo principio activo es el ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$), que es un ácido débil monoprotico del tipo R-COOH. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:

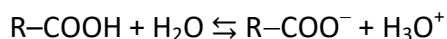
a) La concentración molar de la disolución obtenida al disolver un comprimido de aspirina que contiene 500 mg del ácido en 200 mL de agua y su grado de disociación.

b) El pH y la concentración de todas las especies en el equilibrio.

Datos: $K_a = 3,27 \cdot 10^{-4}$. Masas atómicas relativas H=1; C=12; O=16

a)

$$\frac{0,5 \text{ g aspirina}}{0,2 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{180 \text{ g}} = 0,014 \text{ M}$$



Concentración inicial	0,014	0	0
Cambio concentración	-x	+x	+x
Concentración equilibrio	0,014 - x	x	x
En función de $\alpha (=x/c)$	0,014(1 - α)	0,014 α	0,014 α

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(c\alpha)(c\alpha)}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,014\alpha^2}{1-\alpha} = 3,27 \cdot 10^{-4} \rightarrow \alpha = 0,48$$

Hemos resuelto la ecuación de segundo grado para calcular α , porque si hacemos la aproximación de despreciar α frente a 1 y considerar $K_a \approx c \cdot \alpha^2$, nos saldría un valor $\alpha = 0,15$ por lo que estamos cometiendo un error del 68%

b)

$$[RCOO^-] = [H_3O^+] = c \cdot \alpha = 0,014 \cdot 0,48 = 6,72 \cdot 10^{-2} \text{ M} \rightarrow pH = -\log 6,72 \cdot 10^{-2} = 2,17$$

$$[R\text{-COOH}] = 0,014(1 - 0,48) = 7,28 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

57. Una disolución acuosa de hidróxido de potasio (KOH) de uso industrial tiene una composición del 40% de riqueza en masa y una densidad de 1,515 g/mL. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes:

a) La molaridad de esta disolución y el volumen necesario para preparar 10 L de disolución acuosa de pH=13.

b) El volumen de una disolución acuosa de ácido perclórico (HClO_4) 2 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución de KOH de uso industrial.

Datos: Masas atómicas relativas K=39; H=1; O=16



a) La molaridad de la disolución de hidróxido de potasio industrial es:

$$\frac{1515 \text{ g disoluc.}}{1 \text{ L disoluc.}} \cdot \frac{40 \text{ g KOH}}{100 \text{ g disoluc.}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{56 \text{ g KOH}} = 10,82 \text{ M}$$

Si $\text{pH} = 13 \rightarrow \text{pOH} = 1 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ M}$ (0,1 M)

En 10 L de esta disolución hay: $10 \text{ L} \cdot \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 1 \text{ mol de KOH}$

Que tenemos que coger de la disolución industrial (10,82 M), por lo que el volumen necesario de esta última será:

$$1 \text{ mol} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10,82 \text{ mol}} = 9,24 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

(También se podría hacer: $M \cdot V = M' \cdot V' \rightarrow 0,1 \cdot 10 = 10,82 \cdot V' \rightarrow V' = 9,24 \cdot 10^{-2} \text{ L}$)



Como la reacción es mol a mol, en 50 mL de disolución de uso industrial de KOH 10,82 M hay:

$50 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot \frac{10,82 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,541 \text{ mol KOH}$, que neutralizarán a 0,541 mol de HClO_4 , por lo que el volumen de disolución 2 M de HClO_4 es:

$$0,541 \text{ mol HClO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L}}{2 \text{ mol}} = 0,27 \text{ L de disolución de HClO}_4$$

58. El ácido salicílico ($\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COOH}$) se emplea en productos farmacológicos para el tratamiento y cuidado de la piel (acné, verrugas, etc.). A 25°C, una disolución acuosa de 2,24 mg/mL de este ácido monoprótico alcanza un pH de 2,4 en el equilibrio. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:

a) La concentración molar de la especie $\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COO}^-$ y el grado de disociación del ácido salicílico.

b) El valor de la constante K_a del ácido salicílico y el valor de la constante K_b de su base conjugada.

Datos: Masas atómicas relativas C=12; H=1; O=16

a)

La concentración inicial del ácido salicílico: $[\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COOH}] = \frac{2,24 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{138 \text{ g}} = 0,016 \text{ M}$

La disociación del ácido se produce : $\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HOC}_6\text{H}_4\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Concentración inicial	0,016	0	0
Cambio concentración	- x	+ x	+ x
Concentración equilibrio	0,016 - x	x	x

Puesto que el pH = 2,4 querrá decir que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,4} \text{ M} = 4 \cdot 10^{-3}$

y como $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COO}^-] = x = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

La concentración de ácido en el equilibrio será:

$$[\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COOH}] = 0,016 - [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,016 - 4 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 0,012 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c \cdot \alpha \rightarrow \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c} = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{0,016} = 0,25$$

b) Sustituyendo los valores de las concentraciones en el equilibrio en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - x} = \frac{(4 \cdot 10^{-3})^2}{0,012} = 8,33 \cdot 10^{-5}$$

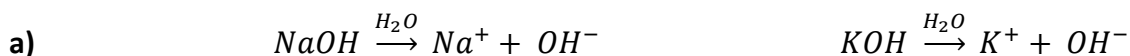
$$K_a \cdot K_b = K_w \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{8,33 \cdot 10^{-5}} = 1,2 \cdot 10^{-10}$$

59. Una mezcla de 2 g de hidróxido de sodio (NaOH) y 2,8 g de hidróxido de potasio (KOH) se disuelve completamente en agua hasta alcanzar un volumen de 500 mL. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes:

a) El pH y la concentración de todas las especies en disolución.

b) El volumen en mL de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico (HCl) necesario para neutralizar 50 mL de la disolución anterior.

Datos: Masas atómicas relativas Na=23; K=39,1; O=16; H=1

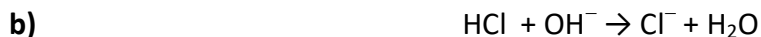


Al ser dos bases fuertes, estarán totalmente disociadas por lo que los moles totales de OH^- serán los provenientes de ambas:

$$2 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{40 \text{ g}} = 0,05 \text{ mol}; 2,8 \text{ g KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{56 \text{ g}} = 0,05 \text{ mol} \rightarrow$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{0,05}{0,5} = 0,1 \text{ M}; [\text{K}^+] = \frac{0,05}{0,5} = 0,1 \text{ M}; [\text{OH}^-] = \frac{0,05 + 0,05}{0,5} = 0,2 \text{ M}$$

$$p\text{OH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,2 = 0,7 \rightarrow p\text{H} = 14 - p\text{OH} = 14 - 0,7 = 13,3$$



Como la reacción es mol a mol. en 50 mL de disolución básica 0,2 M hay:

$0,05 L \cdot \frac{0,2 mol}{1 L} = 0,01 mol [OH^-]$, que neutralizarán a 0,01 mol de HCl, por lo que el volumen de disolución 0,5 M de HCl es:

$$0,01 mol HCl \cdot \frac{1 L}{0,5 mol} = 0,02 L \text{ de disolución de HCl}$$

60. El hidróxido de sodio (NaOH), comúnmente conocido como sosa cáustica, se emplea en disoluciones acuosas a altas concentraciones para desatascar tuberías. Se tiene una disolución comercial de este compuesto con una densidad a 20°C de 1,52 g/mL y una riqueza en masa del 50%. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes:

- a)** El volumen necesario de esta disolución comercial para preparar 20 L de una disolución de pH=12.
b) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico (H₂SO₄) de concentración 0,25 M necesario para neutralizar 5 mL de la disolución comercial de hidróxido de sodio.

Datos: Masas atómicas relativas Na=23; O=16; H=1



La molaridad de la disolución de hidróxido de sodio es:

$$\frac{1520 g \text{ disoluc.}}{1 L \text{ disoluc.}} \cdot \frac{50 g NaOH}{100 g \text{ disoluc.}} \cdot \frac{1 mol}{40 g NaOH} = 19 M$$

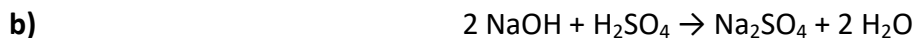
Si pH = 12 → pOH = 14 – 12 = 2 → [OH⁻] = 10⁻² M

En 20 L de esta disolución hay: $20 L \cdot \frac{10^{-2} mol}{1 L} = 0,2 mol \text{ de NaOH}$

Que tenemos que coger de la disolución de comercial (19 M), por lo que el volumen necesario de esta última será:

$$0,2 mol \cdot \frac{1 L}{19 mol} = 0,01 L$$

(También se podría hacer: $M \cdot V = M' \cdot V' \rightarrow 1 \cdot 10^{-2} \cdot 20 = 19 \cdot V' \rightarrow V' = 0,01 L$)



Como se observa 2 mol de NaOH necesitan para su neutralización 1 mol de H₂SO₄.

En los 5 mL de NaOH 19 M hay: $5 \cdot 10^{-3} L \cdot \frac{19 mol NaOH}{1 L} = 0,095 mol NaOH$

De acuerdo con lo dicho 0,095 mol de NaOH necesitarán para su neutralización:

$$0,095 mol NaOH \cdot \frac{1 mol H_2SO_4}{2 mol NaOH} = 0,0475 mol H_2SO_4$$

Que estarán contenidos en un volumen de: $0,0475 mol H_2SO_4 \cdot \frac{1 L}{0,25 mol} = 0,19 L$

PEVAU 2019

61. Razone si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) En disolución acuosa, cuanto más fuerte es una base más fuerte es su ácido conjugado.

b) En una disolución acuosa de una base, el pOH es menor que 7.

c) El ion H_2PO_4^- es una sustancia anfótera en disolución acuosa, según la teoría Brönsted-Lowry.

a) Falso. Cuanto más fuerte es una base mas débil será su ácido conjugado ya que $K_a \cdot K_b = 1 \cdot 10^{-14}$. Si la base es fuerte K_b será alta por lo que K_a será pequeña.

b) Verdadero. En una disolución básica $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$ por lo que $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] < 7$.

c) Verdadero. Como ácido: $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

Como base: $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$

62. A partir de los siguientes datos: $K_a(\text{HF}) = 3,6 \cdot 10^{-4}$, $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ y $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$.

a) Indique razonadamente qué ácido es más fuerte.

b) Escriba los equilibrios de disociación del CH_3COOH y del HCN , indicando cuáles serán sus bases conjugadas.

c) Deduzca el valor de K_b de la base conjugada del HF.

a) Como la constante de disociación de un ácido se define: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow$

$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$ será más fuerte el que tenga una constante de disociación mayor, es decir el ácido fluorhídrico (HF).

b) $\text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ Base conjugada: $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$

$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ Base conjugada: CN^-

c) $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14} \rightarrow K_b = \frac{10^{-14}}{3,6 \cdot 10^{-4}} = 2,8 \cdot 10^{-11}$$

63. Dada una disolución de un ácido débil HA de concentración 0,1 M, indique razonadamente si son ciertas las siguientes afirmaciones:

a) El pH de la disolución es igual a 1.

b) La $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es menor que la $[\text{OH}^-]$.

c) La $[\text{HA}]$ es mayor que la $[\text{A}^-]$.

a) Falso ya que si se trata de un ácido débil estará poco disociado y, por tanto, su $[\text{H}_3\text{O}^+]$ no será 10^{-1} .

b) Falso. Tanto si se trata de un ácido fuerte como débil $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$.

c) Verdadero ya que al ser un ácido débil, el equilibrio de disociación estará muy desplazado hacia la izquierda.

64. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

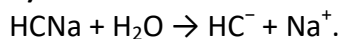
a) En una disolución acuosa ácida no existen iones hidróxido (OH^-).

b) El pH de una disolución acuosa de cianuro de sodio (NaCN) es básico.

c) El HCl concentrado es un ácido fuerte, mientras que diluido es un ácido débil.

a) Falso. Aunque se trate de una disolución acuosa ácida, siempre habrá iones hidróxido aunque $[H_3O^+] > [OH^-]$.

b) Verdadero. La hidrólisis del NaCN se produce de acuerdo con:



$Na^+ + H_2O \rightarrow$ El catión Na^+ es el ácido conjugado de una base fuerte (NaOH) y tendrá un carácter débil por lo que no se hidroliza (solo se hidrata).

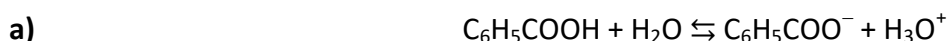
Por su parte el anión HC^- será la base conjugada de un ácido débil (HCN) y tendrá un carácter básico fuerte por lo que se hidroliza: $HC^- + H_2O \rightarrow HCN + OH^-$ por lo que la disolución tendrá carácter básico.

c) Falso. El carácter más o menos ácido solo tiene que ver con que está más o menos disociado y no con la concentración del ácido y tanto HCl tanto concentrado como diluido están totalmente disociados.

65. a) Calcule la concentración de una disolución de ácido benzoico (C_6H_5COOH) de pH = 2,3.

b) Determine la masa de $Ba(OH)_2$ necesaria para neutralizar 25 mL de una disolución comercial de HNO_3 del 58% de riqueza y densidad $1,356 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Datos: $K_a(C_6H_5COOH) = 6,31 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas relativas H = 1; O = 16; Ba = 137,3 y N = 14.



Si pH = 2,3 $\rightarrow [H_3O^+] = [C_6H_5COO^-] = 10^{-2,3} \text{ M} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} \rightarrow 6,31 \cdot 10^{-5} = \frac{(5 \cdot 10^{-3})^2}{[C_6H_5COOH]_0 - 5 \cdot 10^{-3}}$$

$$\rightarrow [C_6H_5COOH]_0 = 0,39 \text{ M}$$



En 25 mL de disolución comercial de HNO_3 hay:

$$25 \text{ mL Disol.} \cdot \frac{1,356 \text{ g Disol.}}{1 \text{ mL Disol.}} \cdot \frac{58 \text{ g } HNO_3}{100 \text{ g Disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63 \text{ g}} = 0,312 \text{ mol } HNO_3$$

Como se observa 2 mol de HNO_3 necesitan para su neutralización 1 mol de $Ba(OH)_2$, por lo que los 0,312 mol de HNO_3 necesitarán:

$$0,312 \text{ mol } HNO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } Ba(OH)_2}{2 \text{ mol } HNO_3} = 0,156 \text{ mol } Ba(OH)_2 \rightarrow$$

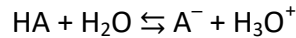
$$0,156 \text{ mol } Ba(OH)_2 \cdot \frac{171,3 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 26,72 \text{ g } Ba(OH)_2$$

66. a) El pH de un zumo de limón es 3,4. Suponiendo que el ácido del limón se comporta como un ácido monoprótico (HA) de constante de acidez $K_a = 7,4 \cdot 10^{-4}$, calcule la concentración de HA en el equilibrio.

b) El volumen de una disolución de hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) 2 M necesaria para neutralizar 10 mL de HCl comercial de 35 % de riqueza y densidad $1,17 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Datos: masas atómicas relativas H=1 y Cl=35,5.

a)



$$\text{Si } pH = 3,4 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,4} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]_{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HA}]_{eq}} = \frac{(4 \cdot 10^{-4})^2}{[\text{HA}]_{eq}} = 7,4 \cdot 10^{-4} \rightarrow [\text{HA}]_{eq} = 2,16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

b) La reacción de neutralización correspondiente es: $2 \text{HCl} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

Como se observa 2 mol de HCl necesitan para su neutralización 1 mol de $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

En los 10 mL de HCl comercial hay:

$$10 \text{ mL disol.} \cdot \frac{1,17 \text{ g disol.}}{1 \text{ mL disol.}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,112 \text{ mol HCl}$$

De acuerdo con lo dicho 0,112 mol de HCl necesitarán para su neutralización:

$$0,112 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0,056 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2$$

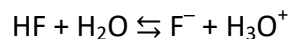
Que estarán contenidos en un volumen de: $0,056 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ L}}{2 \text{ mol}} = 0,028 \text{ L}$

67. Una botella de ácido fluorhídrico (HF) indica en su etiqueta que la concentración de ácido es 2,22 M. Sabiendo que la constante de acidez es $7,2 \cdot 10^{-4}$, determine:

a) Las concentraciones de H_3O^+ y OH^- presentes.

b) El grado de disociación y el pH.

a)



$$K_a = \frac{[\text{F}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]_{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HF}]_{in} - [\text{H}_3\text{O}^+]} \approx \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{2,2} = 7,2 \cdot 10^{-4} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,04 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-] = 2,48 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

b)

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]_{in}} = \frac{0,04}{2,2} = 0,018 \rightarrow pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,04 = 1,4$$

68. a) El ácido cloroacético (ClCH_2COOH) es un ácido monoprótico débil con una constante de acidez $K_a = 1,34 \cdot 10^{-3}$. Calcule la molaridad de una disolución acuosa de dicho ácido para que, a 25 °C, se encuentre ionizado al 31 %.

b) Calcule la masa de $Mg(OH)_2$ que debemos usar para neutralizar 25 mL de una disolución de HCl de riqueza 35 % y densidad $1,17 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Datos: masas atómicas relativas $Mg=23$, $O=16$, $H=1$ y $Cl=35,5$.

a)

$$ClCH_2COOH + H_2O \rightleftharpoons ClCH_2COO^- + H_3O^+$$

Concentración inicial	c	0	0	
Cambio concentración	- x	+ x	+ x	
Concentración equilibrio	c - x	x	x	
En función de $\alpha(=x/c)$	$c - c\alpha = c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$	(siendo $\alpha = 0,31$)

$$K_a = \frac{[ClCH_2COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[ClCH_2COOH]_{eq}} = \frac{(c \cdot \alpha)^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{c \cdot 0,31^2}{1 - 0,31} = 1,34 \cdot 10^{-3} \rightarrow c = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

b) La reacción de neutralización correspondiente es: $2 \text{ HCl} + \text{ Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{ MgCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$.

Como se observa 2 mol de HCl necesitan para su neutralización 1 mol de $Mg(OH)_2$.

En los 25 mL de HCl comercial hay:

$$25 \text{ mL disol.} \cdot \frac{1,17 \text{ g disol.}}{1 \text{ mL disol.}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,28 \text{ mol HCl}$$

De acuerdo con lo dicho 0,28 mol de HCl necesitarán para su neutralización:

$$0,28 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0,14 \text{ mol Mg(OH)}_2 \rightarrow 0,14 \text{ mol} \cdot \frac{57 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 7,98 \text{ g}$$

69. Una disolución acuosa 0,3 M de HClO tiene un pH = 3,98. Calcule:

a) La concentración molar de ClO^- en disolución y el grado de disociación del ácido.

b) El valor de la constante K_a del HClO y el valor de la constante K_b de su base conjugada.



Puesto que el pH = 3,98, $[H_3O^+] = 10^{-3,98} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ y como $[H_3O^+] = [ClO^-] = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{[HClO]_{in}} = \frac{1,05 \cdot 10^{-4}}{0,3} = 0,00035$$

b)

$$K_a = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HClO] - [H_3O^+]} = \frac{(1,05 \cdot 10^{-4})^2}{0,3 - 1,05 \cdot 10^{-4}} = 3,67 \cdot 10^{-8}$$

$$K_a \cdot K_b = K_W \rightarrow K_b = \frac{K_W}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{3,67 \cdot 10^{-8}} = 2,72 \cdot 10^{-7}$$

70. La anilina ($C_6H_5NH_2$) es una amina muy utilizada en la industria de colorantes y se disocia en agua según el equilibrio: $C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$. Si se añaden 9,3 g de dicha sustancia a la cantidad de agua necesaria para obtener 250 mL de disolución, calcule:

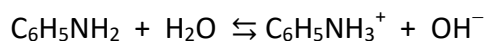
a) El grado de disociación.

b) El pH de la disolución resultante.

Datos: $K_b(\text{anilina}) = 4,3 \cdot 10^{-10}$; masas atómicas relativas C=12, N=14 y H=1.

a) La concentración inicial de anilina es:

$$\frac{9,3 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{93 \text{ g}}}{0,25 \text{ L}} = 0,4 \text{ M}$$



Concentración inicial	c	0	0
Se transforma	-x	+x	+x
Concentración equilibrio	c - x	x	x
En función de $\alpha (=x/c)$	$c - c\alpha = c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

Sustituyendo las concentraciones en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_b = \frac{[C_6H_5NH_3^+] \cdot [OH^-]}{[C_6H_5NH_2]} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{0,4 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = 4,3 \cdot 10^{-10} \rightarrow \alpha \approx \sqrt{\frac{4,3 \cdot 10^{-10}}{0,4}} = 3,3 \cdot 10^{-5}$$

b) $[OH^-] = c\alpha = 0,4 \cdot 3,3 \cdot 10^{-5} = 1,3 \cdot 10^{-5} \rightarrow pOH = -\log[OH^-] = -\log 1,3 \cdot 10^{-5} = 4,9$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4,9 = 9,1$$

PEVAU 2020

71.- En dos disoluciones de la misma concentración de dos ácidos débiles monopróticos HA y HB, se comprueba que $[A^-]$ es mayor que $[B^-]$. Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

a) El ácido HA es más fuerte que el ácido HB.

b) El valor de la constante de disociación del ácido HA es menor que el valor de la constante de disociación del ácido HB.

c) El pH de la disolución del ácido HA es mayor que el pH de la disolución del ácido HB.

Sol.: V; F; F.

73.- De acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry, justificando con las reacciones correspondientes, indique cuáles de las siguientes especies: HSO_4^- , HNO_3 , S^{2-} , NH_3 , H_2O y H_3O^+ :

- a) Actúan solo como ácido.
- b) Actúan solo como base.
- c) Actúan como ácido y base.

Sol.: HNO_3 , H_3O^+ ; S^{2-} , NH_3 ; HSO_4^- , H_2O .

74.- De los ácidos débiles benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) y cianhídrico (HCN) el primero es más fuerte que el segundo.

- a) Escriba sus reacciones de disociación en agua indicando cuáles son sus bases conjugadas.
- b) Razone cuál de las dos bases conjugadas es la más fuerte.
- c) A igual molaridad, justifique cuál es la disolución que tiene menor pH.

Sol.: $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$, CN^- ; CN^- ; $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$.

75.- En base a las reacciones correspondientes, justifique el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones de las siguientes sales:

- a) KNO_3 .
- b) NH_4Cl .
- c) Na_2CO_3 .

Sol.: Neutro; Ácido; Básico.

76.- Las disoluciones de ácido fórmico (HCOOH) pueden producir dolorosas quemaduras en la piel y, de hecho, algunas hormigas utilizan este ácido como mecanismo de defensa. Calcule:

- a) Las concentraciones de todas las especies en equilibrio y el pH de una disolución de ácido fórmico que se ha preparado disolviendo 1,2 g de HCOOH en 250 mL de agua.
- b) El grado de disociación de la disolución de ácido fórmico y la constante de ionización (K_b) de su base conjugada.

Datos: $K_a(\text{HCOOH}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$; Masas atómicas relativas: C = 12, O = 16, H = 1.

Sol.: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCOO}^-] = 4,2 \cdot 10^{-3}$ $[\text{HCOOH}] = 0,096\text{M} \approx 0,1\text{ M}$, 2,4; 0,042, $5,5 \cdot 10^{-11}$.

77.- Una disolución comercial de hidróxido de potasio (KOH) indica en su etiqueta una composición de un 40% de riqueza y densidad 1,51 g/mL. Calcule:

- a) El volumen de la disolución de KOH necesario para preparar 10 L de una disolución diluida de KOH 0,5 M y el pH de dicha disolución.
- b) El volumen de una disolución acuosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,25 M necesaria para neutralizar 100 mL de la disolución de KOH diluida.

Datos: Masas atómicas relativas: K = 39, O = 16, H = 1.

Sol.: 0,463 L, 13,7; 0,1 L.

78.- Se quiere preparar 500 mL de disolución acuosa de amoníaco (NH_3) 0,1 M a partir de amoníaco comercial de 25% de riqueza y una densidad de 0,9 g/mL.

- a) Determine el volumen de amoníaco comercial necesario para preparar la disolución.
- b) Calcule el pH de la disolución de 500 mL de amoníaco 0,1 M y el grado de disociación.

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas relativas: H = 1, N = 14.

Sol.: $3,8 \cdot 10^{-3}$ L; 11,1, 0,0134.

79.- El ácido benzoico es un ácido monoprótico débil (R-COOH). Se prepara una disolución acuosa de ácido benzoico 0,75 M con un valor de pH de 2,17. Calcule:

a) El grado de disociación y el valor de K_a del ácido benzoico.

b) El valor del pH y el grado de disociación si a 100 mL de la disolución de ácido benzoico se le añade agua hasta un volumen de 0,5 L.

Sol.: $9 \cdot 10^{-3}$, $6,2 \cdot 10^{-5}$; 2,51, 0,02

80.- Se han preparado dos disoluciones, una que contiene 22 g/L de NaOH y otra que contiene 26 g/L de H_2SO_4 .

a) ¿Qué volumen de la disolución de H_2SO_4 será necesario añadir para neutralizar 25 mL de la disolución de NaOH?

b) ¿Qué pH tendrá la disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una de ellas?

Datos: Masas atómicas relativas: S = 32, Na = 23, O = 16, H = 1.

Sol.: 0,026 L; 2.

81.- Un vinagre comercial indica en su etiqueta un contenido de 6 g de ácido acético (CH_3COOH) por cada 100 mL de vinagre.

a) Calcule la concentración de las especies en equilibrio y el pH del vinagre comercial.

b) ¿Qué volumen de agua es necesario añadir a 10 mL de vinagra para obtener una disolución de pH = 2,88?

Datos: K_a (CH_3COOH) = $1,8 \cdot 10^{-5}$; Masas atómicas relativas: O = 16, C = 12, H = 1.

$[CH_3-COOH] \approx 1$ M, $[H_3O^+] = [CH_3-COO^-] = 4,2 \cdot 10^{-3}$ M, pH = 2,4; 92 mL.

PEVAU 2021

82.- Entre las disoluciones de las siguientes sustancias: NH_3 , NaCl, NaOH y NH_4Cl , todas ellas de igual concentración, justifique:

a)Cuál de ellas tendrá un pH más alto.

b)Cuál de ellas tendrá una $[OH^-] < 10^{-7}$ M

c) En cuál de ellas $[OH^-] = [H_3O^+]$

Sol.: NaOH; NH_4Cl ; NaCl

83.- Justifique, haciendo uso de las reacciones químicas correspondientes:

a) Si el amoníaco (NH_3) es una base según la teoría de Brönsted-Lowry.

b) Si una disolución acuosa de acetato de sodio (CH_3COONa) tiene un pH mayor de 7.

c)Cuál es la base conjugada del anión HCO_3^- .

Sol.: Si; Si; CO_3^{2-} .

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

a) En una disolución acuosa básica no existe la especie H_3O^+ .

b) Al disminuir la concentración de un ácido en disolución acuosa aumenta el pH.

c) Al mezclar 100 mL de una disolución acuosa 1 M de HCl con 200 mL de otra disolución acuosa de NaOH 0,5 M, el pH de la disolución resultante es básico.

Sol.: F; V; F.

85.- Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El pH de una disolución de NH_4Cl es mayor que 7.

b) Si el pH de una disolución de un ácido fuerte monoprotónico (HA) es 2,17 su concentración está comprendida entre 0,001 M y 0,0001 m.

c) Una disolución de NaNO_3 tiene un pH menor que una de CH_3COONa de la misma concentración.

Sol.: F; V; V.

86.- Se preparan 250 mL de una disolución acuosa a partir de 2 mL de una disolución de HCl comercial de densidad $1,38 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ y 33% de riqueza en masa.

a) ¿Cuál es la molaridad y el pH de la disolución que se ha preparado?

b) ¿Qué volumen de una disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es necesario añadir para neutralizar 100 mL de la disolución que se ha preparado?

Datos: Masas atómicas relativas: Cl = 35,5; H = 1.

Sol.: 0,025 M, 1; 0,25 L.

87.- a) ¿Qué masa de NaOH hay que añadir a 500 mL de agua para obtener una disolución de pH = 11,5?

b) ¿Qué volumen de disolución comercial de HCl de 35,2% de riqueza en masa y $1,175 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ de densidad se necesitan para neutralizar la disolución anterior?

Datos: Masas atómicas relativas: Na = 23; Cl = 35,5; O = 16; H = 1.

Sol.: 0,063 g; $1,4\cdot 10^{-4}$ L.

88.- Se ha preparado una disolución acuosa 0,1 M de ácido butanoico (ácido débil monoprotónico R-COOH), cuya constante de disociación es $1,5\cdot 10^{-5}$ a 25°C.

a) Calcule las concentraciones de todas las especies químicas en el equilibrio y el grado de disociación.

b) Si se mezclan 250 mL de la disolución anterior del ácido con 250 mL de agua, ¿cuál será el pH de la disolución y el grado de disociación del ácido?

Sol.: $[\text{RCOOH}] \approx 0,1 \text{ M}$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{RCOO}^-] = 1,22\cdot 10^{-3}$, 0,0122; 3,0, 0,017

89.- Una disolución 0,1 M de un ácido débil monoprotónico (HA) tiene el mismo pH que una disolución de HCl $5,49\cdot 10^{-3}$ M. Calcule:

a) El pH de la disolución y el grado de disociación del ácido débil.

b) La constante de disociación del ácido débil.

Sol.: 2,2, 0,0549; $3,19\cdot 10^{-4}$.

90.- Se disuelven 3,568 g de ácido yódico (HIO_3) en 250 mL de agua, resultando una disolución de pH = 1,22.

a) Calcule la constante de disociación (K_a)

b) Si se mezclan 50 mL de la disolución de HIO_3 del enunciado con 50 mL de agua, ¿cuál será el pH de esta disolución diluida? ¿Y el grado de disolución del ácido en dicha disolución?

Datos: Masas atómicas relativas: I = 127; O = 16; H = 1.

Sol.: 0,18; 1,45, 0,875.

91.- Se disuelven 20 L de $\text{NH}_3(\text{g})$, medidos a 10°C y 2 atm de presión, en una cantidad de agua suficiente para preparar 4,5 L de disolución. Calcule:

a) El grado de disociación del amoníaco en la disolución.

b) Si a 200 mL de dicha disolución se le añaden 300 mL de agua, calcule el pH de la disolución resultante.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,78\cdot 10^{-5}$

Sol.: $6,8\cdot 10^{-3}$; 11,2.

PEVAU 2022

92. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cómo será el pH de una disolución acuosa de NH_4Cl ?

b) En el equilibrio: $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$, la especie HSO_4^- ¿actúa como un ácido o una base según la teoría de Brönsted-Lowry?

c) ¿Qué le ocurre al pH de una disolución de NH_3 si se le añade agua?

Sol.: Ácido; Ácido; Disminuye.

93. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El par $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{OH}^-$ es un par conjugado ácido / base.

b) Al diluir con agua una disolución acuosa de un ácido fuerte no se modifica el valor del pH.

c) El pH neutro de una disolución acuosa de NaCl no se modifica al adicionar KCl .

Sol.: F; F; V.

94. Justifique el pH de las disoluciones acuosas de las siguientes sales:

a) NaNO_3

b) NaCN

c) NH_4Cl

Sol.: Neutro; Básico; Ácido.

95. Las constantes de acidez de los ácidos HClO y HCN son $K_a = 4\cdot 10^{-8}$ y $K_a = 7,25\cdot 10^{-10}$, respectivamente.

a) Escriba las reacciones químicas de disociación correspondientes, indicando los pares conjugados ácido / base.

b) Justifique cuál de las dos bases conjugadas tiene la mayor constante de basicidad.

c) Justifique si a igual concentración sus disoluciones tienen el mismo valor de pH.

Sol.: b) CN^- ; c) No.

96. Se tiene una disolución de KOH de 2,4% de riqueza en masa y $1,05 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ de densidad. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

a) La molaridad y el pH de la disolución.

b) Los gramos de KOH que se necesitan para neutralizar 20 mL de una disolución de H_2SO_4 0,5 M.

Datos: Masas atómicas relativas: H= 1; K= 39; O= 16

Sol.: 0,45 M, 13,65; 1,12 g.

97. En una disolución acuosa 0,03 M de amoníaco (NH_3), este se encuentra disociado en un 2,4%. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:

a) El pH de la disolución y el valor de la constante de basicidad del amoníaco.

b) La molaridad que debe tener una disolución de amoníaco para que su pH sea 11.

Sol.: 10,86, $1,77 \cdot 10^{-5}$; 0,057 M.

98. Una disolución acuosa de cianuro de hidrógeno (HCN) 0,01 M tiene un pH de 5,6. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:

a) La concentración molar de todas las especies químicas presentes en el equilibrio.

b) El grado de disociación del HCN y el valor de su constante de acidez.

Sol.: $\text{HCN} \approx 0,01 \text{ M}$, $\text{CN}^- = \text{H}_3\text{O}^+ = 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ M}$; $1,6 \cdot 10^{-4}$, $2,56 \cdot 10^{-10}$.

99. Se disuelven 27,05 g de ácido metanoico (HCOOH) en agua hasta 1 L de disolución. Si el pH de la disolución obtenida es 2, basándose en la reacción química correspondiente, calcule:

a) El grado de disociación y el valor de la constante de disociación del ácido.

b) El pH de una disolución del mismo ácido de concentración 0,2 M.

Datos: Masas atómicas relativas: H= 1; C= 12; O= 16

Sol.: 0,017, $1,7 \cdot 10^{-4}$; 1,7

100. Se prepara una disolución tomando 2 mL de ácido nítrico (HNO_3) 15 M y añadiendo agua hasta un volumen total de 0,5 L. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

a) La concentración y el pH de la disolución diluida.

b) ¿Qué volumen de una disolución de hidróxido de potasio (KOH), del 40% de riqueza en masa y una densidad de $1,51 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución de ácido nítrico 15 M?

Datos: Masas atómicas relativas: K= 39,1; O= 16; H= 1

Sol.: 0,06 M, 1,22; 0,028 L.

101. Una disolución acuosa de amoníaco (NH_3) tiene una concentración 2 M. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

a) El grado de disociación del NH_3 y el pH de la disolución.

b) Los gramos de hidróxido de sodio (NaOH) necesarios para preparar 1 L de una disolución con el mismo pH que la disolución de NH_3 anterior.

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas relativas: Na= 23; O= 16; H= 1

Sol.: 0,03, 11,8; 0,24 g

Nota: Las soluciones son solo orientativas. Pueden tener errores de transcripción y/o cálculo.