

Capítulo 6: Reacciones Ácido -Base

ACTIVIDADES DE RECAPITULACIÓN

1. De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry, indica cuáles de las siguientes especies: HSO_4^- , HNO_3 , S^{2-} , NH_3 , H_2O y H_3O^+ .

- Actúan sólo como ácido.
- Actúan sólo como base.
- Actúan como ácido y base.

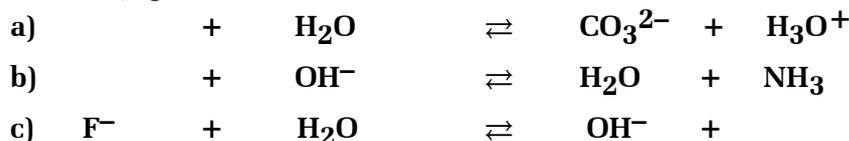
Solución

a) HNO_3 y H_3O^+ . Cuando actúen como ácido se formará el anión nitrato NO_3^- y agua, respectivamente.

b) S^{2-} . Se formará el anión hidrógeno sulfuro al actuar como base.

c) HSO_4^- , NH_3 y H_2O . El HSO_4^- forma SO_4^{2-} cuando actúa como ácido o H_2SO_4 cuando actúa como base. El NH_3 forma NH_2^- cuando actúa como ácido o NH_4^+ cuando actúa como base. El H_2O forma HO^- cuando actúa como ácido o H_3O^+ cuando actúa como base.

2. Completa los siguientes equilibrios ácido-base identificando, de forma razonada, los pares conjugados:



Solución



HCO_3^- , actúa como ácido porque cede un protón, CO_3^{2-} es su base conjugada. El H_2O actúa como base porque acepta un protón, el H_3O^+ es su ácido conjugado.



NH_4^+ , actúa como ácido porque cede un protón y su base conjugada es el NH_3 . El OH^- actúa como base porque acepta un protón y su ácido conjugado es el H_2O .



F^- , actúa como base porque acepta un protón y su ácido conjugado es el HF . El H_2O actúa como ácido porque cede un protón y su base conjugada es el OH^- .

3. A 100 mL de una disolución acuosa 0,10 M de cianuro de sodio, NaCN, se le añaden 100 mL de una disolución de bicarbonato de sodio 0,10 M. ¿Reaccionará el anión bicarbonato con el anión cianuro para formar ácido cianhídrico?

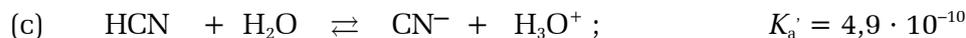
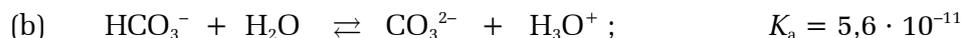
A partir de los datos de la tabla 1, calcula la constante de equilibrio de esta reacción y la concentración de HCN en la disolución resultante.

Solución

La reacción entre el anión bicarbonato y el anión cianuro para formar ácido cianhídrico es:



En dicha tabla 1 se encuentran los valores de las constantes de acidez:



A partir de los valores de las constantes de acidez, observamos que el ácido cianhídrico es un ácido más fuerte que el anión bicarbonato. De ahí deducimos que la reacción (a) tendrá lugar preferentemente hacia la izquierda.

Para calcular la constante de equilibrio, K_c , escribiremos la reacción que corresponde al ácido cianhídrico (c) invertida y sumada con la otra (b) nos dará globalmente la que buscamos. Así obtendremos el valor de la constante de equilibrio, teniendo en cuenta las reglas que aprendimos en la unidad anterior:



Sumadas ambas obtenemos la que buscamos, y su constante de equilibrio será el producto de las constantes de las dos reacciones:

Esto es:

$$K_c = K_a K_c' = K_a / K_a' = 5,6 \cdot 10^{-11} / 4,9 \cdot 10^{-10} = 0,11$$

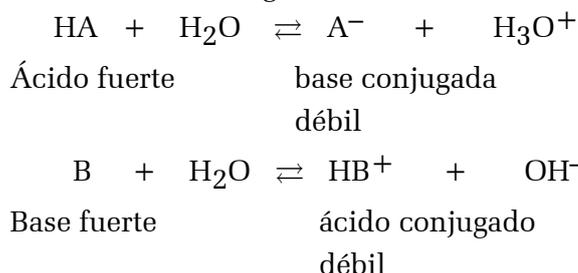
Este valor de la constante de equilibrio, K_c , nos indica que la reacción (a) está desplazada hacia la izquierda, tal como habíamos predicho.

4. a) ¿Qué significado tienen los términos fuerte y débil referidos a un ácido o una base?

b) Si se añade agua a una disolución de pH = 4, ¿qué le ocurre a la concentración de iones hidronio?

Solución

- a) En la teoría de Brönsted-Lowry, un ácido será fuerte cuando muestre una gran tendencia a ceder un protón, mientras que una base será fuerte cuando presente una gran tendencia a aceptar un protón. Esta tendencia a ceder o aceptar un protón, es relativa y depende de la sustancia con la que se enfrente. Por ello, hay que tomar una sustancia de referencia, que es normalmente el agua.



Es evidente que si un ácido es fuerte (gran tendencia a ceder un protón), su base conjugada mostrará muy poca tendencia a aceptar de nuevo el protón; esto es, será débil. En cambio, si un ácido es débil, su base conjugada será fuerte.

b) Al añadir agua a una disolución de un ácido, éste se diluye, es decir su concentración disminuye, por lo que la concentración de protones disminuye también y, en consecuencia, el pH aumenta.

5. Considera cuatro disoluciones A, B, C y D caracterizadas por: A: pH = 4; B: $[\text{OH}^-] = 10^{-14}$ M; C: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$ M; D: pH = 9.
- Ordénalas de menor a mayor acidez.
 - Indica cuáles son ácidas, básicas o neutras.

Solución

- a) Para ordenarlas vamos a utilizar el pH. Sabemos que, cuanto más bajo sea el valor del pH más ácida será la disolución.
- A: pH = 4
- B: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 10^{-14} = 14$; $\text{pH} + \text{pOH} = 14$; $\text{pH} = 14 - 14 = 0$
- C: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = 7$
- D: pH = 9

De menor a mayor acidez: $D < C < A < B$

b) Recordemos que cuando el pH = 7, la disolución es neutra, por debajo de este valor las disoluciones son ácidas, y por encima básicas. Luego: A y B serán ácidas, C neutra y D básica.

6. a) Explica el procedimiento a seguir, indicando el material de laboratorio necesario, para preparar 250 mL de una disolución acuosa 0,2 M de NaOH.
- b) ¿Cuál es la concentración de aniones hidróxido?
- c) ¿Cuál es su pH?

Solución

a) El material necesario es: una balanza, un recipiente para pesar, un erlenmeyer, un embudo, frasco lavador, hidróxido de sodio y un matraz aforado de 250 mL. También podemos usar una pipeta para enrasar.

El procedimiento tendría varios pasos:

1) Cálculo de la masa de hidróxido de sodio necesaria:

En primer lugar calculamos la cantidad de sustancia que vamos a disolver si vamos a preparar 250 mL 0,2 M, es decir, 0,250 L:

$$n = c V = 0,2 \cdot 0,250 = 0,05 \text{ mol de unidades-fórmula de NaOH}$$

Después calculamos la masa teniendo en cuenta que la masa molar del hidróxido de sodio es 40 g/mol:

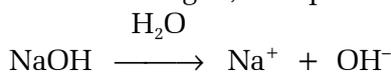
$$m = 0,05 \cdot 40 = 2 \text{ g de NaOH}$$

2) Pesamos esta cantidad y la pasamos al matraz erlenmeyer. Agregamos un poco de agua destilada y agitamos hasta total disolución.

3) Trasvasamos la disolución al matraz aforado utilizando el embudo. Enjuagamos con agua destilada el matraz erlenmeyer y volvemos a trasvasar al aforado. Añadimos agua destilada hasta enrasar (se usará una pipeta para añadir el agua gota a gota en el último momento).

4) Pasamos la disolución a un bote limpio y etiquetado.

b) Al disolver el hidróxido de sodio en agua, se separan los iones que lo constituyen:



Como cada mol de NaOH disociado produce un mol de aniones hidróxido, la concentración de éstos será la misma que la del hidróxido de sodio: 0,2 M.

c) Para calcular el pH calculamos primero el pOH:

$$\text{pOH} = -\log 0,2 = 0,7; \text{luego: } \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,7 = 13,3$$

7. Se dispone de 80 mL de una disolución acuosa de NaOH 0,8 M. Calcula:
- El volumen de agua que hay que añadir para que la concentración de la nueva disolución sea 0,5 M. Supón que los volúmenes son aditivos.
 - El pH de la disolución 0,5 M.

Solución

- a) La cantidad de sustancia de NaOH que hay en los 80 mL de disolución 0,8 M es:

$$n = c V = 0,8 \cdot 0,08 = 0,064 \text{ mol de unidades-fórmula NaOH}$$

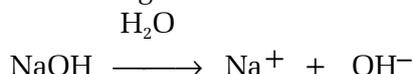
El volumen de la nueva disolución, de concentración 0,5 M, que contiene 0,064 mol de unidades-fórmula NaOH será:

$$V = n / c = 0,064/0,5 = 0,128 \text{ L} = 128 \text{ mL de disolución}$$

Como el volumen inicial de la disolución era 80 mL y suponiendo que los volúmenes son aditivos, el volumen de agua añadida será:

$$V_{\text{agua}} = 128 - 80 = 48 \text{ mL}$$

- b) El hidróxido de sodio disuelto en agua estará totalmente disociado:



Según la estequiometría, por cada mol de NaOH disociado se formará un mol de aniones hidróxido, luego:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]_{\text{inicial}} = 0,5 \text{ M}$$

Para hallar el pH, calculamos primero el pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,5 = 0,3$$

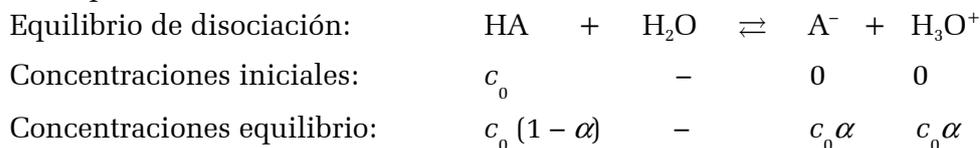
$$\text{Como: } \text{pH} + \text{pOH} = 14; \text{ pH} = 14 - 0,3 = 13,7$$

8. Se tiene una disolución de un ácido monoprótico cuya constante es $2,01 \cdot 10^{-3}$ y su grado de disociación 0,15. Calcula:

- La concentración de la disolución del ácido.
- El pH de otra disolución del mismo ácido cuya concentración es $1,0 \cdot 10^{-3}$ M.

Solución

- a) El grado de disociación del ácido, HA, α , es 0,15. La ecuación que representa el equilibrio ácido-base es:



La constante de disociación del ácido se expresa como:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{c_0 \alpha^2}{1 - \alpha}; \quad 2,01 \cdot 10^{-3} = \frac{c_0 \cdot 0,15^2}{1 - 0,15}$$

$$c_0 = \frac{2,01 \cdot 10^{-3} \cdot 0,85}{0,15^2} = 0,076 \text{ M}$$

La concentración inicial de la disolución del ácido: $c_0 = 0,076 \text{ M}$

b) Para calcular el pH de otra disolución del mismo ácido cuya concentración es $1,0 \cdot 10^{-3}$ M, hay que hallar primero el grado de disociación del ácido en estas condiciones.

La constante de equilibrio de la reacción de disociación del ácido será la misma, pues depende sólo de la temperatura y ésta no ha variado. Por lo que:

$$K_c = \frac{c_0 \alpha^2}{1 - \alpha}; \quad 2,01 \cdot 10^{-3} = \frac{1 \cdot 10^{-3} \alpha}{1 - \alpha}$$

$$2,01 \cdot 10^{-3} - 2,01 \cdot 10^{-3} \alpha = 10^{-3} \alpha^2$$

$$10^{-3} \alpha^2 + 2,01 \cdot 10^{-3} \alpha - 2,01 \cdot 10^{-3} = 0$$

Podemos simplificar la ecuación multiplicando por 10^3 ambos miembros:

$$\alpha^2 + 2,01 \alpha - 2,01 = 0$$

$$\alpha = \frac{-2,01 \pm \sqrt{2,01^2 + 4 \cdot 2,01}}{2} = \frac{-2,01 \pm 3,48}{2}$$

$$\alpha_1 = 0,73$$

$$\alpha_2 = -2,75 \text{ no es válido por ser un valor negativo}$$

La concentración de cationes hidronio será:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_0 \alpha = 1,0 \cdot 10^{-3} \cdot 0,73 = 7,3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Y el pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (7,3 \cdot 10^{-4}) = 3,15$$

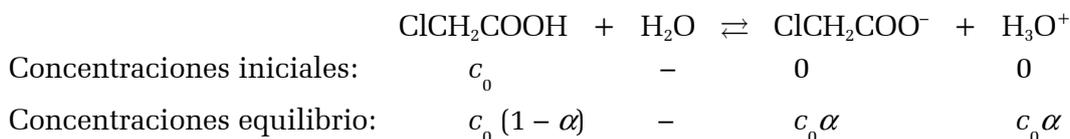
9. En una disolución acuosa 0,01 M de ácido cloroacético (ClCH_2COOH), éste se encuentra disociado en un 31 %. Calcula:

a) La constante de disociación del ácido.

b) El pH de esa disolución.

Solución

a) El ácido cloroacético es un ácido débil que se disocia parcialmente según el equilibrio:



La constante de disociación del ácido se calcula:

$$K_a = \frac{[\text{ClCH}_2\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{COOH}]} = \frac{c_0 \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,01 \cdot 0,31^2}{1 - 0,31} = 1,39 \cdot 10^{-3}$$

b) La concentración de H_3O^+ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_0 \alpha = 0,01 \cdot 0,31 = 3,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Y el pH:

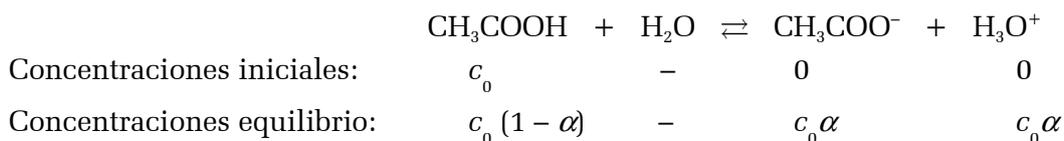
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (3,1 \cdot 10^{-3}) = 2,5$$

10. Calcula: a) el pH de una disolución 0,1 M de ácido acético, cuyo grado de disociación es 1,33 %.

b) La constante K_a del ácido acético.

Solución

El ácido acético es un ácido débil que se disocia parcialmente según el equilibrio:



a) La concentración de H_3O^+ será:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_0 \alpha = 0,1 \cdot 0,0133 = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Y el pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,33 \cdot 10^{-3}) = 2,88$$

b) La constante de disociación del ácido acético se calcula:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c_0 \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,1 \cdot 0,0133^2}{1 - 0,0133} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

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

a) El grado de disociación del ácido en disolución.

b) El valor de la constante K_a .

Solución

a) En primer lugar calculamos la concentración molar del ácido (suponiendo que no se hubiera disociado). Para ello hallamos la cantidad de sustancia de HCOOH :

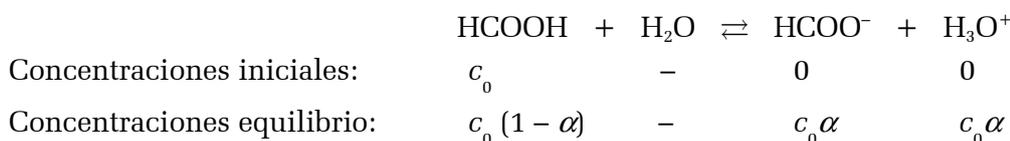
La masa molar del HCOOH es: $M(\text{HCOOH}) = 46 \text{ g/mol}$

$$n = m / M = 23 / 46 = 0,5 \text{ mol de moléculas HCOOH}$$

La molaridad será:

$$c_0 = n/V = 0,5 / 10 = 0,05 \text{ mol/L}$$

El ácido metanoico es un ácido débil que se disocia parcialmente según el equilibrio:



Como la concentración de H_3O^+ es 0,003 M y:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_0 \alpha, \quad 0,003 = 0,05 \alpha, \quad \alpha = 0,003/0,05 = 0,06$$

b) La constante de disociación del ácido:

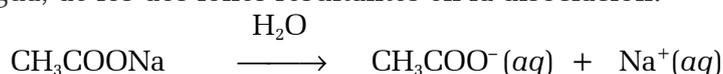
$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{c_0 \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,05 \cdot 0,06^2}{1 - 0,06} = 1,9 \cdot 10^{-4}$$

12. Razona, mediante un ejemplo, si al disolver una sal en agua:

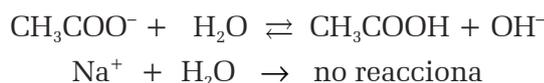
- Se puede obtener una disolución de pH básico.
- Se puede obtener una disolución de pH ácido.
- Se puede obtener una disolución de pH neutro.

Solución

a) Al disolver una sal en agua, se puede obtener una disolución de pH básico siempre que la sal proceda de un ácido débil y una base fuerte. Al disolver, por ejemplo, acetato de sodio en agua, de los dos iones resultantes en la disociación:



los iones Na^+ no reaccionan con el agua (hidrólisis), pero sí lo hacen los iones CH_3COO^- (que es una base más fuerte que el agua); es decir:

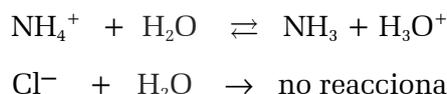


La disolución tendrá una concentración de iones OH^- mayor que la del agua pura, y, por consiguiente, será básica.

b) Para que la disolución tenga pH ácido, es necesario disolver en agua una sal procedente de un ácido fuerte y una base débil, como por ejemplo NH_4Cl en agua. De los dos iones resultantes en la disociación, NH_4^+ y Cl^- ,

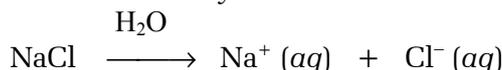


el primero experimenta hidrólisis (es un ácido más fuerte que el agua) y el segundo, no; esto es:

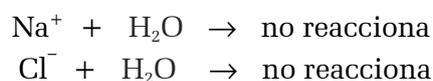


La disolución tendrá una concentración de iones H_3O^+ mayor que la del agua pura, y, por tanto, será ácida.

c) Para que la disolución tenga pH neutro, es necesario disolver en agua una sal procedente de un ácido fuerte y una base fuerte, como por ejemplo NaCl . Al disolver NaCl en agua, se disocia completamente en iones Na^+ y Cl^- .



El anión Cl^- es una base muy débil (conjugada de un ácido muy fuerte, HCl), mucho más débil que el agua, por lo que no reacciona con ésta. Tampoco reacciona con el agua el catión Na^+ . Es decir, los iones Na^+ y Cl^- son muy estables en disolución acuosa y no experimentan hidrólisis:



La disolución será, por tanto, neutra

13. Explica cuál o cuáles de las siguientes especies químicas, al disolverse en agua, formará disoluciones con pH menor que siete: a) HF; b) Na₂CO₃; c) NH₄Cl.

Solución

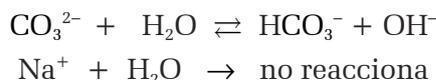
a) HF (ácido fluorhídrico) formará una disolución de pH menor que 7, ya que se trata de un ácido que al disociarse generará iones H₃O⁺ según el proceso:



b) Na₂CO₃ formará una disolución de pH mayor que 7. Al disolverse en agua, de los dos iones resultantes en la disociación:



los iones Na⁺ no reaccionan con el agua (hidrólisis), pero sí lo hacen los iones CO₃²⁻ (que es una base más fuerte que el agua); es decir:

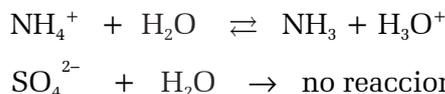


La disolución tendrá una concentración de iones OH⁻ mayor que la del agua pura, y, por consiguiente, será básica.

c) (NH₄)₂SO₄ formará una disolución de pH menor que 7. Puesto que se disuelve en agua y se disocia totalmente, según:



De los dos iones resultantes en la disociación, NH₄⁺ y SO₄²⁻, el primero experimenta hidrólisis (es un ácido más fuerte que el agua) y el segundo, no; esto es:



La disolución tendrá una concentración de iones H₃O⁺ mayor que la del agua pura, y, por tanto, será ácida.

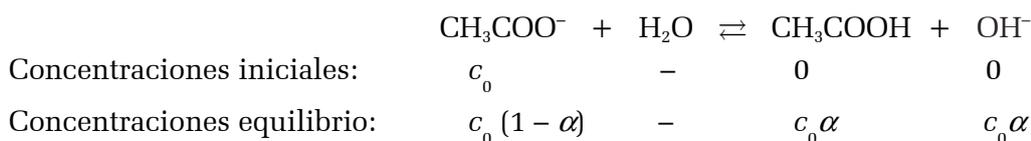
14. Calcula el pH de una disolución acuosa 0,05 M de acetato de sodio, NaCH₃COO. Toma los datos necesarios de la tabla 1.

Solución

El acetato de sodio es un electrolito fuerte que está totalmente disociado, según la ecuación:



El anión acetato es una base fuerte, que procede de un ácido débil, el ácido acético. Reacciona con el agua experimentando hidrólisis.



La constante de disociación de la base (anión acetato) se puede expresar:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{c_0\alpha^2}{1 - \alpha}$$

De la tabla 1 podemos obtener el valor de la constante de disociación del ácido acético: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, y a partir de la relación entre K_a y K_b podemos calcular la constante de disociación de la base:

$$K_a K_b = K_w$$

$$K_b = K_w / K_a = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

La concentración inicial del acetato de sodio es igual que la del anión acetato, ya que es un electrolito fuerte y está totalmente disociado: $c_0 = 0,05 \text{ M}$.

Sustituyendo en $K_b = \frac{c_0 \alpha^2}{1 - \alpha}$; $5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{0,05 \alpha^2}{1 - \alpha}$; como la $K_b < 10^{-5}$, el grado de disociación será muy pequeño y lo podremos despreciar frente a 1. Por lo que $1 - \alpha \approx 1$.

$$5,6 \cdot 10^{-10} = 0,05 \alpha^2; \quad \alpha = \sqrt{\frac{5,6 \cdot 10^{-10}}{0,05}} = 1,06 \cdot 10^{-4}$$

El valor pequeño de α confirma la simplificación realizada.

Para hallar el pH calculamos primero el pOH, para ello:

$$[\text{OH}^-] = c_0 \alpha = 0,05 \cdot 1,06 \cdot 10^{-4} = 5,3 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (5,3 \cdot 10^{-6}) = 5,3$$

$$\text{Como: } \text{pH} + \text{pOH} = 14; \quad \text{pH} = 14 - 5,3 = 8,7$$

15. Se tiene una disolución de hidróxido de potasio del 2,380 % en masa y densidad 1,020 g/mL.

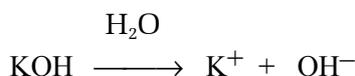
a) Calcula el pH de la disolución.

b) Se utiliza esta disolución para valorar 20,0 mL de una disolución de ácido sulfúrico y se llega al punto de equivalencia con un volumen de 18,2 mL. Calcula la molaridad del ácido sulfúrico.

c) Explica el procedimiento que se seguiría en el laboratorio para llevar a cabo la valoración anterior, indicando el material y el indicador usados.

Solución

a) El hidróxido de potasio es una base fuerte, estará totalmente disociado cuando se disuelve en agua:



Según la estequiometría, la concentración de iones hidróxido será la misma que la concentración inicial de KOH.

La concentración molar inicial de KOH se calcula:

Suponiendo 1 L de disolución (se puede escoger cualquier volumen dado que la concentración es una relación, en este caso, entre la cantidad de soluto y el volumen de la disolución; si cogemos un volumen mayor, la cantidad de soluto también será mayor, de forma que la concentración será siempre la misma):

$$d = m/V; \quad m = d V = 1,020 \cdot 1000 = 1020 \text{ g de disolución.}$$

Como la disolución es del 2,380 % en masa, la masa de KOH es: $1020 \cdot 1,380/100 = 24,276 \text{ g de KOH}$

Y como la masa molar de KOH es 56 g/mol:

$$n = m / M = 24,276 / 56 = 0,434 \text{ mol de unidades-fórmula KOH}$$

Por lo que:

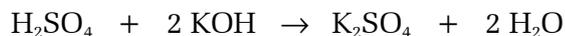
$$c = n / V = 0,434 / 1 = 0,434 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{KOH}]_{\text{inicial}} = 0,434 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,434 = 0,36$$

$$\text{Como: } \text{pH} + \text{pOH} = 14; \quad \text{pH} = 14 - 0,36 = 13,64$$

b) Se trata de la valoración de un ácido fuerte con una base fuerte.



Dado que la concentración es 0,434 M y han reaccionado $18,2 \cdot 10^{-3}$ L, la cantidad de sustancia de KOH que reacciona es:

$$n_b = c_b V_b = 0,434 \cdot 18,2 \cdot 10^{-3} = 7,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol de KOH}$$

Según la estequiometría de la reacción:

$$\frac{2 \text{ mol de KOH}}{\text{neutralizan a 1 mol de H}_2\text{SO}_4} = \frac{7,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol de KOH}}{\text{neutralizan a } n}$$

$$n (\text{H}_2\text{SO}_4) = 7,9 \cdot 10^{-3} / 2 = 3,95 \cdot 10^{-3} \text{ mol de moléculas H}_2\text{SO}_4.$$

Ésta es la cantidad de sustancia de H_2SO_4 que hay en los 20 mL de disolución, por lo que la concentración de la disolución de H_2SO_4 será:

$$c = n / V = 3,95 \cdot 10^{-3} / (20 \cdot 10^{-3}) = 0,198 \text{ M}$$

c) Material y productos: Base soporte, varilla soporte, pinzas para bureta, bureta de 25 mL, erlenmeyer de 250 mL, embudo, fenolftaleína, frasco lavador y vaso de precipitados de 100 mL.

Procedimiento experimental a seguir para realizar la valoración:

1) Se llena la bureta con la disolución de NaOH (se debe usar un embudo pequeño para llenar la bureta) hasta unos 2 ó 3 cm por encima del enrase de la bureta. Se abre la llave dejando caer la disolución sobre el vaso de precipitados para que no quede aire en la bureta. hasta que el menisco por su parte inferior de volumen del líquido coincida con la señal del cero de la bureta o esté por debajo del mismo (para evitar errores de apreciación y medidas incorrectas deben ponerse los ojos a la altura del menisco). Se toma la lectura inicial de la bureta.

2) Se pipetea los 20 mL de la disolución del ácido, se pasan al erlenmeyer y se añade un poco de agua destilada para observar mejor el viraje. Se coloca el erlenmeyer que contiene la disolución de H_2SO_4 más unas gotas del indicador (fenolftaleína) debajo de la bureta.

3) 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 para homogeneizar la disolución (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) hasta observar un ligero cambio de coloración (la disolución ha de cambiar de incolora a ligeramente rosada). Cuando estemos cerca del punto de equivalencia debe añadirse con sumo cuidado la base con el objeto de no pasarnos y que el error en la valoración sea el mínimo posible. Se toma la lectura final y se le resta la inicial.

4) Se repite la operación. En este caso, se puede añadir rápidamente la disolución de KOH hasta cerca del punto de equivalencia determinado en la operación anterior y, añadir con cuidado la parte final, gota a gota, hasta lograr el comienzo del viraje. Lo ideal es realizar tres determinaciones y tomar el valor medio.

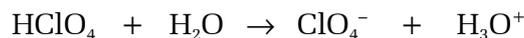
16. Calcula: a) el pH de una disolución 0,03 M de ácido perclórico, y el de una disolución 0,05 M de NaOH.

b) El pH de la disolución que resulta al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores (supón que los volúmenes son aditivos).

Solución

a) Se trata de un ácido (HClO_4) y una base (OH^-) fuertes, por lo que están totalmente disociados, así:

Para el ácido:

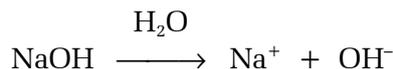


Según la estequiometría, por cada mol de HClO_4 disociado se formará un mol de cationes hidronio, luego:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HClO}_4]_{\text{inicial}} = 0,03 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,03 = 1,52$$

El hidróxido de sodio disuelto estará disociado en cationes sódico y aniones hidróxido:



Según la estequiometría, por cada mol de NaOH disociado se formará un mol de aniones hidróxido, luego:

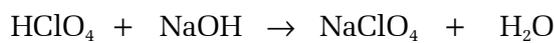
$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]_{\text{inicial}} = 0,05 \text{ M}$$

$$\text{Como: } [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}; \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 0,05 = 2 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2 \cdot 10^{-13}) = 12,7$$

b) Al mezclar las dos disoluciones se produce la reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte. El pH de la disolución resultante vendrá determinado por las cantidades de sustancia de los reactivos y por la estequiometría de la reacción.

La ecuación química ajustada es la siguiente:



Las cantidades de sustancia que hay en los 50 mL de cada disolución es:

$$\text{Ácido: } n_a = c_a \cdot V_a = 0,03 \cdot 50 \cdot 10^{-3} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HClO}_4$$

$$\text{Base: } n_b = c_b \cdot V_b = 0,05 \cdot 50 \cdot 10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NaOH}$$

Como según la estequiometría de la reacción 1 mol de HClO_4 reacciona con 1 mol de NaOH , entonces $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol de moléculas HClO_4 reaccionarán con $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol de NaOH . Por lo que quedará $1 \cdot 10^{-3}$ mol de NaOH sin reaccionar.

Siendo el volumen final de la disolución (suponiendo los volúmenes aditivos):

$$V = 50 \text{ mL} + 50 \text{ mL} = 100 \text{ mL}$$

Por lo que la concentración final de NaOH , que será igual que la de OH^- por ser una base fuerte, totalmente disociada, será:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]_{\text{final}} = n / V = 10^{-3} / 0,1 = 0,01 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,01 = 2$$

$$\text{Como: } \text{pH} + \text{pOH} = 14; \quad \text{pH} = 14 - 2 = 12$$