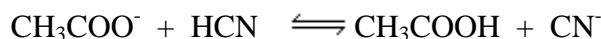


Problemas Resueltos

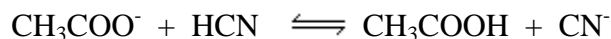
1. Identifique los pares ácido-base conjugados en la siguiente reacción:



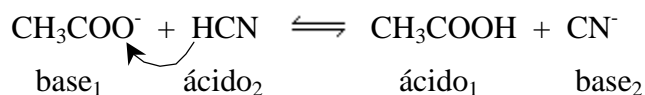
Solución:

De acuerdo a la teoría de Brønsted-Lowry, un ácido es una especie química que puede donar un ion H^+ a una base; por lo tanto, al reaccionar un ácido con una base se producirá siempre un nuevo ácido y una nueva base.

Si se observa la reacción ácido-base de este problema:



se puede ver que la especie CH_3COO^- (ion acetato) es un aceptor de protones porque posee pares electrones no compartidos sobre el átomo de O que lleva la carga negativa y es por lo tanto una base, mientras que el HCN es un ácido (ácido cianhídrico) porque cede un ion H^+ al ion acetato:



Al producirse la transferencia de un protón, la base CH_3COO^- se transforma en un ácido, CH_3COOH que es por lo tanto su ácido conjugado. Por otra parte el ácido HCN se transforma en el ion cianuro, CN^- que es su base conjugada

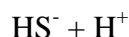
En resumen, los pares ácido-base conjugados que se encuentran en esta reacción son:



2. Escriba la fórmula de los ácidos conjugados de las siguientes bases: (a) HS^- ; (b) H_2PO_4^- .

Solución:

- (a) Una base corresponde a una especie química que acepta un protón, por lo tanto cuando el HS^- acepta un protón:



se transforma en H_2S .

(b) Procediendo de manera similar, el ion H_2PO_4^- acepta un protón y se convierte en H_3PO_4 .

3. Escriba la fórmula de las bases conjugadas de los siguientes ácidos: (a) HSO_3^- ; (b) H_2PO_4^- .

Solución:

(a) Por definición, cuando un ácido cede un protón se transforma en su base conjugada.

Para determinar la fórmula de la base conjugada del HSO_3^- se procede entonces a quitarle un protón, por lo cual se debe eliminar un átomo de H de la fórmula y la carga total de la especie se hace más negativa, puesto que el átomo de H deja su electrón.

La fórmula de la base conjugada del ion HSO_3^- es entonces SO_3^{2-} .

(b) Procediendo de manera similar, se quita un H de la fórmula del H_2PO_4^- y se aumenta la carga negativa en una unidad, resultando la base conjugada de esta especie como HPO_4^{2-} .

4. Calcular el pH de una disolución que tiene la siguiente concentración de iones hidronio: (a) $4,75 \times 10^{-4}$ M; (b) 0,0188 M; (c) $5,79 \times 10^{-10}$ M.

Solución:

(a) si se conoce la concentración de iones hidronio de la solución, para calcular el pH basta con aplicar la definición de pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -(\log 4,75 \times 10^{-4})$$

$$\text{pH} = -(-3,323)$$

$$\text{pH} = 3,32$$

(b) $\text{pH} = -(\log 0,0188) = -(-1,726)$

$$\text{pH} = 1,73$$

(c) $\text{pH} = -(\log 5,79 \times 10^{-10}) = -(-9,237)$

$$\text{pH} = 9,24$$

Observe que en cada caso el resultado se ajustó al número de cifras significativas de la concentración de ion hidronio.

5. Calcular el pH de una disolución cuya concentración de iones hidroxilo es :
(a) $4,5 \times 10^{-12}$ M; (b) 0,00316 M; (c) $2,3 \times 10^{-4}$ M.

Solución.

- (a) Para calcular el pH de una solución básica se puede usar cualquiera de los siguientes métodos:

• **Método 1:**

Calcular primero el pOH, aplicando:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -(\log 4,5 \times 10^{-12}) = -(-11,35)$$

$$\text{pOH} = 11,4$$

Para calcular el pH se aplica la relación:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 11,4 = 2,6$$

• **Método 2:**

Aplicando el producto iónico del agua, se determina la $[\text{H}^+]$:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] \times (4,5 \times 10^{-12})$$

$$[\text{H}^+] = 2,22 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Luego, según la definición de pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -(\log 2,22 \times 10^{-3}) = -(-2,65)$$

$$\text{pH} = 2,6$$

El resultado se aproxima para mantener el número de cifras significativas. Observe que los resultados intermedios se dejaron con una cifra significativa más y que la aproximación se hizo sólo en el resultado final.

(b) $[\text{OH}^-] = 0,00316 \text{ M}$

• **Método 1:**

$$\text{pOH} = -(\log 0,00316) = -(-2,50) = 2,50$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,50 = 11,5$$

• **Método 2:**

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] \times (0,00316)$$

$$[\text{H}^+] = 3,16 \times 10^{-12} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -(\log 3,16 \times 10^{-12}) = 11,5$$

(c) $[\text{OH}^-] = 2,3 \times 10^{-4} \text{ M}$.

• **Método 1:**

$$\text{pOH} = -(\log 2,3 \times 10^{-4}) = -(-3,6) = 3,6$$

$$\text{pH} = 14 - 3,6 = 10,4$$

• **Método 2:**

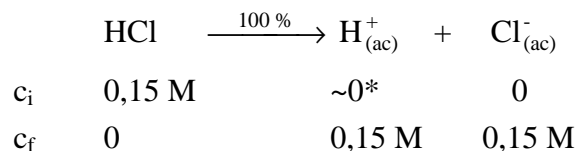
$$[\text{H}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2,3 \times 10^{-4}} = 4,35 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (4,35 \times 10^{-11}) = 10,4$$

6. Calcular el pH y el pOH de: (a) una disolución 0,15 M de HCl, y (b) una disolución 0,2 M de NaOH.

Solución:

- (a) El HCl es un ácido fuerte y por lo tanto se considera completamente disociado:



(*) En realidad, en una solución acuosa de HCl, la concentración total de iones H^+ corresponde a:

$$[\text{H}^+]_{\text{total}} = [\text{H}^+]_{\text{ácido}} + [\text{H}^+]_{\text{agua}}$$

Sin embargo, el agua se encuentra muy poco disociada, de acuerdo a:

$$K_w = 1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$$

por lo que la $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$, en el agua pura. Esta concentración de iones H^+ que se obtiene por disociación del agua se ve disminuída aún más por el efecto que produce la presencia de iones H^+ provenientes del ácido fuerte. Por lo tanto, la concentración de iones H^+ que aporta el agua es insignificante y no se considera en este ejemplo y en general se omitirá cuando exista una gran diferencia de magnitud entre estas cantidades.

$$[\text{H}^+] = 0,15 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -(\log 0,15) = -(-0,824)$$

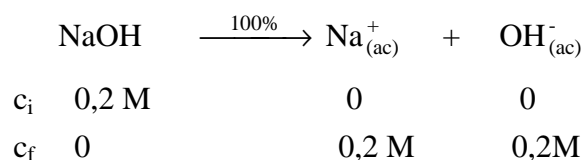
$$\text{pH} = 0,82$$

A partir de la relación $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, despejamos pOH y tenemos:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 0,82$$

$$\text{pOH} = 13,18$$

- (b) El NaOH por ser una base fuerte, también se considera completamente disociada:



La concentración de iones OH^- provenientes del agua también se desprecia, por ser menor a 10^{-7} M, tal como se explicó anteriormente para los iones H^+ . La concentración de OH^- es 0,2 M, luego el pOH:

$$\text{pOH} = -(\log 0,2) = -(-0,70)$$

$$\text{pOH} = 0,70$$

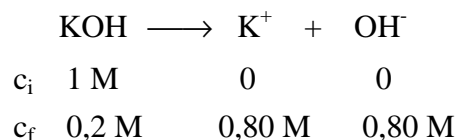
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,70 = 13,30$$

En este caso también se puede usar el método alternativo descrito en el problema anterior.

7. Calcular el pH y pOH de una disolución de KOH 1 M que está disociada en un 80 %.

Solución:

El 80 % del KOH se disocia, es decir de 1 mol/L se disocia 0,80 mol/L y queda sin disociar 0,20 mol/L:



por lo tanto en esta disolución existe una concentración de OH^- igual a 0,80 M, luego el pOH:

$$\text{pOH} = -(\log 0,80) = -(-0,097) = 0,1$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13,9$$

8. Calcular la concentración de iones hidronio e iones hidroxilo de una disolución cuyo pH es 11,5.

Solución:

Para calcular la concentración de iones H^+ a partir del pH se debe realizar la operatoria completamente al revés:

$$-\log [\text{H}^+] = \text{pH} \quad /(-1)$$

$$\log [\text{H}^+] = -\text{pH} \quad /\text{aplicando antilog}$$

$$[\text{H}^+] = \text{antilog} (-\text{pH})$$

$$[\text{H}^+] = \text{antilog}(-11,5)$$

$$[\text{H}^+] = 3,16 \times 10^{-12} \text{ M}$$

Para calcular la concentración de iones OH^- en la solución se puede escoger cualquiera de los siguientes métodos:

- **Método 1**

A partir del pH se calcula el pOH:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 11,5 = 2,5$$

aplicando antilog:

$$[\text{OH}^-] = \text{antilog}(-2,5) = 0,00316 \text{ M}$$

- **Método 2.**

Utilizando el valor para la concentración de iones H^+ calculada en la primera parte y reemplazando en la expresión del producto iónico del agua:

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3,16 \times 10^{-12}} = 0,00316 \text{ M}$$

9. Determine el pH de una disolución que se prepara diluyendo 150 mL de solución 2,5 M de ácido nítrico (HNO_3), a un volumen total de 1 L (PM = 63 g/mol)

Solución:

El ácido nítrico es un ácido fuerte, por lo tanto se disocia en un 100 %.

Se requiere calcular la concentración de la solución de HNO_3 después de la dilución, para saber la concentración de ácido en la solución diluída y, a partir de ésta, la concentración de H^+ :

- **Método 1:**

Usando el factor de dilución

$$\frac{V_f}{V_i} = F_d = \frac{1.000 \text{ mL}}{150 \text{ mL}} = 6,67$$

Como el volumen de solución se aumentó en un factor de 6,67, su concentración disminuyó de acuerdo al mismo factor:

$$C_f = \frac{C_i}{F_d} = \frac{2,5 \text{ M}}{6,67} = 0,375 \text{ M}$$

• **Método 2:**

La concentración de la solución diluída se puede determinar usando la expresión:

$$V_i \times N_i = V_f \times N_f$$

$$150 \text{ mL} \times 2,5 \text{ M} = 1.000 \text{ mL} \times X$$

$$X = 0,375 \text{ M}$$

Una vez conocida la concentración de la solución final, se determina la concentración de iones hidrógeno. Si ésta es 0,375 M y se disocia en un 100 %, entonces la concentración de iones H^+ en la solución es también 0,375 M, por tratarse de un ácido monoprótico.

$$\text{pH} = -(\log 0,375) = -(-0,43) = 0,43$$

10. Calcular el pH de una disolución que se prepara disolviendo 0,4 g de hidróxido de calcio en agua hasta completar 1,5 L. (PM = 74 uma)

Solución:

El calcio es un elemento alcalino-térreo y por lo tanto el Ca(OH)_2 es un electrolito fuerte (100% disociación):



Primero se debe calcular la concentración de Ca(OH)_2 en la solución, para calcular a partir de ella la concentración de iones hidroxilo en la disolución:

La molaridad de esta solución es:

$$M = \frac{\text{moles Ca(OH)}_2}{\text{volumen solución (L)}} = \frac{\frac{\text{masa Ca(OH)}_2}{\text{PM}}}{\text{volumen en L}} = \frac{\frac{0,4 \text{ g}}{74 \text{ g/mol}}}{1,5 \text{ L}}$$

$$M = 0,0036$$

De acuerdo a la ecuación, 1 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ produce 2 moles de OH^- y como se trata de un electrolito fuerte, una concentración 0,0036 M de la base produce una concentración dos veces mayor de iones OH^- , es decir, 0,0072 M.

$$\text{pOH} = -\log(0,0072) = -(-2,14) = 2,1$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,1 = 11,9$$

11. Calcular el pH de una disolución de HCl cuya concentración es $2,0 \times 10^{-9}$ M.

Solución:

Aquí tenemos el ejemplo de una solución de un ácido fuerte tan diluído, que si no se tiene cuidado, se corre el riesgo de cometer un error gravísimo.

Como se trata de un ácido fuerte, una solución $2,0 \times 10^{-9}$ M de HCl se disocia totalmente y libera una concentración de iones H^+ de $2,0 \times 10^{-9}$ M.

Si consideramos sólo los iones H^+ aportados por el ácido clorhídrico, como aparentemente se ha estado haciendo hasta ahora, aparecería esta solución con un pH:

$$\text{pH} = -\log(2,0 \times 10^{-9}) = 8,7$$

Si se analiza un poco este valor, se puede observar que resultó un pH básico para una solución de un ácido, que por muy diluído o muy débil, **nunca** puede dar un $\text{pH} > 7$.

El error cometido en este caso es omitir la concentración de iones H^+ aportada por el agua. Normalmente, para soluciones ácidas o básicas más concentradas, las concentraciones de iones aportados por el agua se desestiman por ser de magnitudes muy pequeñas, pero en un caso como éste, el aporte del agua es aún mayor que el del HCl. Por consiguiente, la resolución correcta es:

$$[\text{H}^+]_{\text{total}} = [\text{H}^+]_{\text{agua}} + [\text{H}^+]_{\text{HCl}}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{total}} = (1 \times 10^{-7}) + (2,0 \times 10^{-9}) = 1,02 \times 10^{-7} \text{ M}$$

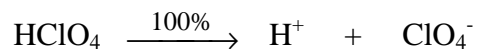
$$\text{pH} = -\log(1,02 \times 10^{-7}) = 6,99$$

Como se puede apreciar, la solución es tan diluída que el pH de la solución está dado prácticamente por la $[\text{H}^+]$ del agua pura.

12. Calcular la concentración de una solución de HClO_4 que tiene $\text{pH} = 2,4$

Solución:

En primer lugar, se debe considerar que el HClO_4 es un ácido fuerte, por lo tanto 100% disociado:



por lo tanto la concentración de H^+ es igual a la concentración inicial de HClO_4 :

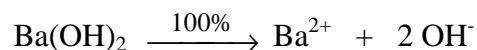
$$[\text{H}^+] = \text{antilog}(-2,4) = 4 \times 10^{-3} \text{ M}$$

La solución de HClO_4 es entonces $4 \times 10^{-3} \text{ M}$

13. Calcular la concentración de una solución de Ba(OH)_2 que tiene $\text{pH} = 12,9$

Solución:

El Ba(OH)_2 es una base fuerte y se disocia en un 100%, por lo tanto produce una concentración de iones OH^- igual al doble de la concentración de la base:



A partir del pH de la solución se calcula el pOH :

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12,9 = 1,1$$

Conocido el pOH , se determina la $[\text{OH}^-]$:

$$[\text{OH}^-] = \text{antilog}(-\text{pOH})$$

$$[\text{OH}^-] = \text{antilog}(-1,1)$$

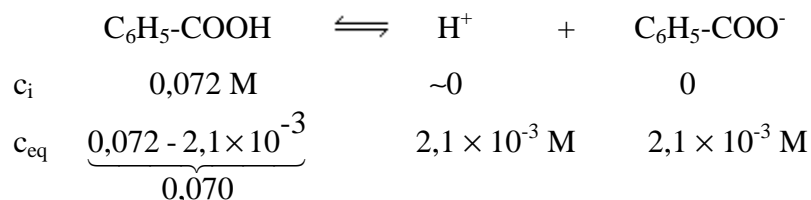
$$[\text{OH}^-] = 0,079 \text{ M}$$

Finalmente se determina la concentración de la base que corresponde a la mitad de la $[\text{OH}^-]$, o sea, $0,079\text{M}/2 \sim 0,04 \text{ M}$

14. La concentración de iones H^+ en una solución 0,072 M de ácido benzoico es $2,1 \times 10^{-3}$ M. Calcular K_a .

Solución:

De acuerdo a la ecuación, la concentración de iones H^+ y de iones benzoato deben ser iguales y provienen de la disociación del ácido, por lo tanto en el equilibrio se tendrá:



Reemplazando estos valores en la expresión de equilibrio:

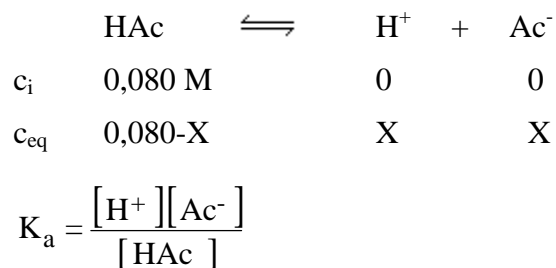
$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_5 - COO^-]}{[C_6H_5 - COOH]}$$

$$K_a = \frac{(2,1 \times 10^{-3})(2,1 \times 10^{-3})}{(0,070)} = 6,3 \times 10^{-5}$$

15. Calcule el porcentaje de disociación y el pH de una disolución 0,0080 M de ácido acético. La constante de disociación K_a es $1,8 \times 10^{-5}$ a $25^\circ C$.

Solución:

Para mayor comodidad, de aquí en adelante se usará una abreviatura para la fórmula del ácido acético: HAc, donde Ac^- representa el ion acetato (CH_3COO^-). Como el HAc es un ácido débil, no se disocia en un 100% y por tanto la cantidad disociada se representará por X. Entonces la ecuación para la disociación del ácido acético es:



$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0,080 - X}$$

La magnitud de la constante de disociación indica la fuerza del ácido, mientras más pequeña sea K_a , más débil es el ácido y por lo tanto menos disociado y menor es el valor de X , con lo cual se puede suponer que X tiende a cero y que la concentración final del ácido no disociado es igual a la concentración inicial. De este modo, la ecuación cuadrática se reduce a una expresión mucho más simple:

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0,080}$$

de donde $X = 0,0012$

Si no se hubiera hecho la aproximación anterior, X no habría resultado exactamente igual, pero de magnitud semejante, por lo tanto comparando el valor obtenido para X con la concentración inicial, se puede establecer que no se comete un error significativo al despreciar el término X en el denominador de la expresión de equilibrio.

Para comparar, se procederá a hacer el cálculo sin despreciar X en el denominador:

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0,080 - X}$$

$$1,44 \times 10^{-6} - 1,8 \times 10^{-5} X = X^2$$

$$X^2 + 1,8 \times 10^{-5} X - 1,44 \times 10^{-6} = 0$$

al desarrollar la ecuación para resolver esta expresión de segundo grado se puede observar que algunos términos se van eliminando solos, por ser de magnitudes muy diferentes :

$$X = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$X = \frac{-1,8 \times 10^{-5} \pm \sqrt{3,24 \times 10^{-10} + 5,76 \times 10^{-6}}}{2}$$

el término $3,24 \times 10^{-10}$ no contribuye significativamente a la suma de la cantidad subradical:

$$X = \frac{-1,8 \times 10^{-5} \pm \sqrt{5,76 \times 10^{-6}}}{2} = \frac{-1,8 \times 10^{-5} \pm 0,0024}{2}$$

El valor $1,8 \times 10^{-5}$ influye muy poco con respecto a 0,0024. Desechando el resultado negativo de X, se obtiene $X = 0,00119$ que comparado con el valor obtenido despreciando X del denominador, se puede ver que son casi iguales.

Una vez conocido el valor de $X = 0,0012$, se calcula el porcentaje de disociación y el pH. Como el valor X calculado representa la $[H^+]$ final obtenida a partir de la disociación de una solución de HAc de concentración 0,08 M, se puede expresar esta relación en forma porcentual:

$$\frac{0,0012 \text{ M}}{0,08 \text{ M}} = \frac{X\%}{100\%}$$

$$\% \text{ disoc} = \frac{0,0012}{0,080} \times 100 = 1,5 \%$$

Cálculo del pH:

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

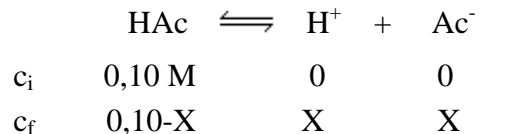
$$\text{pH} = -\log (0,0012) = 2,92$$

16. Calcule el grado de disociación de soluciones 0,10 M y 1,0 M de ácido acético. $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$.

Solución:

Se plantean separadamente los dos equilibrios:

Para $[HAc] = 0,10 \text{ M}$



$$K_a = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]} = \frac{X^2}{0,10 - X} = \frac{X^2}{0,10}$$

despejando

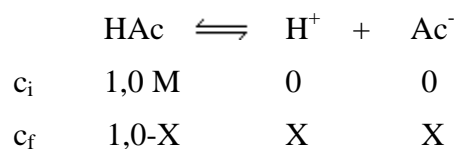
$$X = 1,34 \times 10^{-3}$$

Considerando que

$$c_i = 0,10 \text{ M}$$

$$\% \text{ disoc} = \frac{1,34 \times 10^{-3}}{0,10} \times 100 = 1,34 \%$$

Para $[\text{HAc}] = 1,0 \text{ M}$



reemplazando en la expresión de equilibrio igual que en el caso anterior:

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{1,0}$$

$$X = 0,00424$$

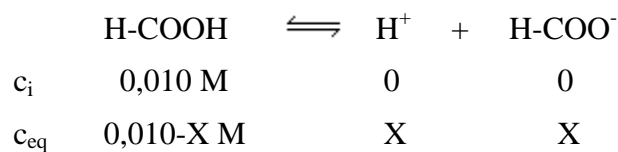
$$\% \text{ disoc.} = \frac{0,00424}{1,0} \times 100 = 0,42 \%$$

Este ejemplo nos permite verificar que para un electrolito débil, el porcentaje de disociación depende de la concentración: *A mayor concentración, menor porcentaje de disociación.*

17. Calcular la concentración de ion H^+ y el pH de una solución 0,010 M de ácido fórmico, H-COOH . $K_a = 1,8 \times 10^{-4}$.

Solución:

Planteando la ecuación de disociación :



Reemplazando en la expresión de equilibrio :

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{H-COO}^-]}{[\text{H-COOH}]}$$

$$1,8 \times 10^{-4} = \frac{X^2}{0,010 - X}$$

despreciando X del denominador:

$$1,8 \times 10^{-6} = X^2$$

$$X = 0,00134$$

Este valor de X obtenido es aproximadamente el 10% de la concentración inicial, lo que significa que fue un error eliminar el término X de la expresión de equilibrio, ya que la cantidad de ácido disociado no es tan pequeña.

Es fácil entender que se debe resolver la ecuación cuadrática original, pero se plantea una cuestión importante : ¿cómo saber cuando se debe eliminar el término X del denominador?. Cada vez que eliminamos el término en forma equivocada, aunque se rectifique y se vuelva a hacer el cálculo en forma correcta, se pierde el objetivo de la aproximación, que era hacer más rápida y menos engorrosa la operatoria matemática.

La magnitud de la disociación depende del valor de la constante de disociación K_a ó K_b , pero también depende de la concentración inicial del ácido o la base débil. En términos muy generales se puede hacer la aproximación $c_{eq} = c_i$, es decir, despreciar el valor de X para el ácido o la base cuando

$$\frac{C_i}{K_{dis}} \geq 10^3$$

donde K_{dis} representa K_a ó K_b , según sea el caso.

En este ejemplo,

$$\frac{c_i}{K_a} = \frac{0,01}{1,8 \times 10^{-4}} = 55,6$$

Volviendo atrás para resolver la ecuación de segundo grado:

$$1,8 \times 10^{-4} = \frac{X^2}{0,010 - X}$$

$$X^2 + 1,8 \times 10^{-4} X - 1,8 \times 10^{-6} = 0$$

$$X = \frac{-1,8 \times 10^{-4} \pm \sqrt{3,24 \times 10^{-8} + 7,2 \times 10^{-6}}}{2}$$

$$X = \frac{-1,8 \times 10^{-4} + 0,00269}{2}$$

desechando el valor negativo, se obtiene $X = 0,00125$

Si se compara con los resultados del problema anterior, se puede apreciar que en este caso hay una diferencia apreciable entre los valores obtenidos para X con o sin aproximación.

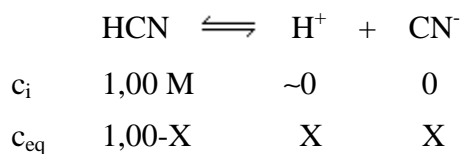
$$[H^+] = X = 0,00125 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

$$\text{pH} = -\log (0,00125) = -(-2,90) = 2,90.$$

18. Calcular el porcentaje de disociación y el pH de una disolución 1,00 M de ácido cianhídrico, HCN. La constante de disociación, K_a , del HCN es $4,8 \times 10^{-10}$.

Solución:



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

$$4,8 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{1,00 - X}$$

$$X = 2,19 \times 10^{-5}$$

$$[H^+] = X = 2,19 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log (2,19 \times 10^{-5}) = 4,66$$