

NOTA: PARA ESTA EVALUACIÓN EL SIGNO COMA (,) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR MILES, EJEMPLO: $10^{+3} = 1,000$. EL PUNTO (.) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR DECIMALES, EJEMPLO: $10^{-1} = 0.1$.

OBSERVACIÓN: SIRVASE LEER CUIDADOSAMENTE CADA UNO DE LOS TEMAS PLANTEADOS, ESTO A FIN DE CONTESTARLOS EN BASE A LO SOLICITADO EN LOS MISMOS. PARTICULAR QUE SIGNIFICA: COMPRENDERLO, INTERPRETARLO, ANALIZARLO, RESOLVERLO Y EXPRESAR SU RESPUESTA CON CLARIDAD.

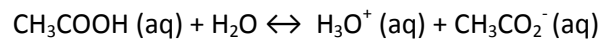
#6 (10 p) CALCULO DEL pH DE UNA SOLUCIÓN DE UN ÁCIDO DÉBIL

Sabiendo qué:

$$\text{Desprotonación porcentual} = \frac{\text{molaridad de } A^-}{\text{molaridad inicial de HA}} \times 100\% = \frac{[H_3O^+]}{[HA]_{\text{inicial}}} \times 100\%$$

(Un pequeño porcentaje de moléculas desprotonadas indica que el soluto consiste sobre todo el ácido HA.)

Calcular el pH y la desprotonación porcentual del CH_3COOH (aq) 0.10 M, considerando que la K_a del ácido acético es 1.8×10^{-5} .



$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3CO_2^-]}{[CH_3COOH]}$$

La confección del cuadro de equilibrio, con las molaridades expresadas en moles por litro nos permite calcular x ($[H^+]$), y el pH:

	CH_3COOH	H_3O^+	$CH_3CO_2^-$
Molaridad inicial	0.10	0	0
Cambio Molaridad	$-x$	$+x$	$+x$
Molaridad en el equilibrio	$0.10 - x$	x	x

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{x \times x}{0.10 - x}$$

Si $x \ll 0.1$ entonces:

$$1.8 \times 10^{-5} \approx \frac{x^2}{0.10}$$

$$x = \sqrt{(0.10) \times (1.8 \times 10^{-5})} = 1.3 \times 10^{-3}$$

$$pH \approx -\log(1.3 \times 10^{-3}) = 2.89$$

De la información dada calculamos el desprotonación porcentual del CH_3COOH (aq) 0.10 M:

$$\text{Desprotonación porcentual} = \frac{1.3 \times 10^{-3}}{0.10} \times 100\% = 1.3\%$$