



GUÍA 2 DE EJERCICIOS EQUÍLIBRIO IONICO

Resultados de aprendizaje

Analiza conceptos básicos sobre equilibrio iónico, para la resolución de ejercicios, desarrollando pensamiento lógico y sistemático.

Contenidos

- 1 Cálculo de pH de soluciones de ácido fuertes y débiles.
- 2 Cálculo de pH de soluciones de bases fuertes y débiles.
- 3 Cálculo de K_a de un ácido débil.
- 4 Porcentaje de ionización

Ejercicio 1: Determine el pH de una solución de HCl cuya concentración es 0,03 mol/L.

El ácido clorhídrico HCl es un ácido fuerte, lo que significa que en agua se encuentra totalmente disociado, por lo tanto la concentración de protones es igual a la concentración del ácido. De acuerdo a la siguiente ecuación:

	HCl	\longrightarrow	H^+	+	Cl^-
[] inicial	0,03mol/L		0		0
[] equil.	0		0,03mol/L		0,03mol/L

Inicialmente la concentración de HCl es 0,03 mol/L, como la disociación es completa (100% de disociación), la concentración de $[H^+]$ será de 0,03 mol/L

Para poder calcular el pH se tiene:

$$pH = -\log [H^+]$$

Reemplazando:

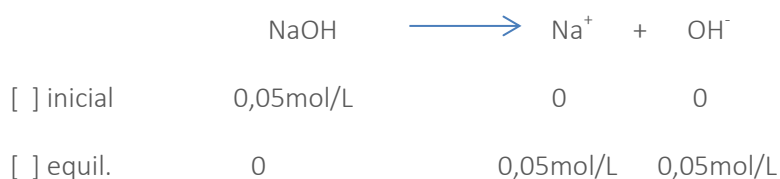
$$pH = -\log 0,03$$

$$pH = 1,52$$



Ejercicio 2: Calcula el pH de una disolución de NaOH 0,05 mol/L.

El hidróxido de sodio es una **base fuerte**, lo que significa que en agua se encuentra totalmente disociado, por lo tanto la concentración de iones hidroxilos es igual a la concentración de la base. De acuerdo a la siguiente ecuación:



Inicialmente la concentración de NaOH es 0,05 mol/L, como la disociación es completa (100% de disociación), la concentración de [OH⁻] será de 0,05 mol/L.

Lo primero será calcular el pOH a partir de la concentración de [OH⁻]

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

Reemplazando:

$$\text{pOH} = -\log 0,05$$

$$\text{pOH} = 1,30$$

Teniendo el valor de pOH y reemplazando en

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

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

$$\text{pH} = 14,0 - 1,30$$

$$\text{pH} = 12,7$$

Este valor de pH indica que estamos frente a una disolución básica.



Debo saber:

Tipo de Disolución	[H ⁺]M	[OH ⁻]M	Valor de pH
Ácida	>1.10 ⁻⁷	<1.10 ⁻⁷	<7
Neutra	=1.10 ⁻⁷	=1.10 ⁻⁷	=7
Básica	<1.10 ⁻⁷	>1.10 ⁻⁷	>7

Ejercicio 3: Calcula la concentración de iones [OH⁻] de una solución de KOH que tiene un pH=11,7.

El KOH es una **base fuerte**, en cuya disociación se genera 1 mol de [OH⁻] por cada mol de KOH



Sabiendo que el valor de pH es 11,7, a partir de

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

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

$$[\text{H}^{+}] = \text{antilog} - 11,7$$

$$[\text{H}^{+}] = 1,99 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

Utilizando, la autoionización del agua, se tiene:

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

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

$$[\text{OH}^{-}] = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{[1,99 \cdot 10^{-12}]}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Por lo tanto la concentración de [OH⁻] será $5,01 \times 10^{-3}$.

También lo podrías solucionar, determinando primero el pOH y luego calcular la concentración de iones OH⁻

$$11,7 + \text{pOH} = 14$$



$$pOH = 10^{-2,3}$$

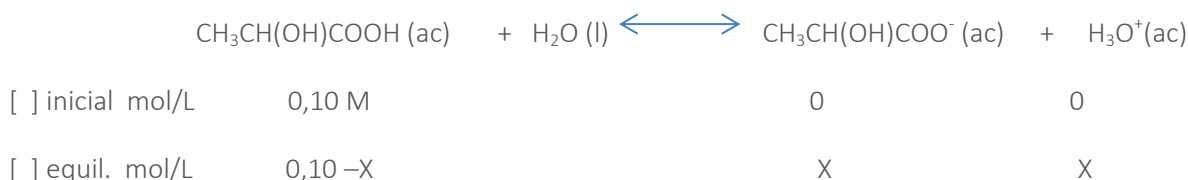
$$[OH^-] = 5,01 \times 10^{-3} M$$

Debo saber: el valor de la constante de disociación ácida K_a indica la tendencia a ionizarse en agua, mientras más grande es el valor de K_a más fuerte es el ácido.

Ejercicio 4: El ácido láctico ($CH_3CH(OH)COOH$) tiene un hidrógeno ácido. Una disolución de ácido láctico 0,10 M tiene un pH de 2,44. Calcule K_a .

El ácido láctico es un ácido débil, por lo que su disociación en solución acuosa es parcial.

Estableciendo el equilibrio:



Se conoce la concentración inicial del ácido láctico 0,10M y el pH de la solución (pH=2,44), usando la fórmula de pH se puede determinar la concentración de H_3O^+ ó (H^+)

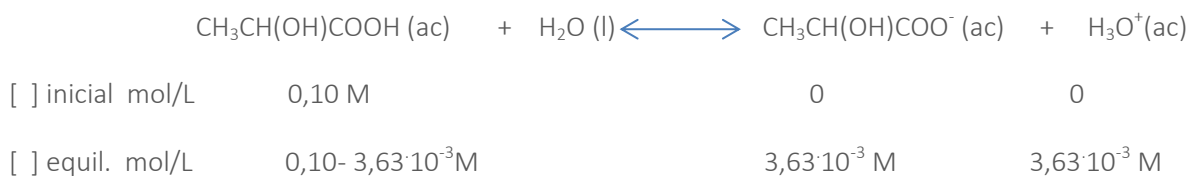
$$pH = -\log [H^+]$$

$$2,44 = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = \text{antilog } -2,44$$

$$[H^+] = 3,63 \cdot 10^{-3} M$$

Sabiendo la concentración de H^+ en el equilibrio $[H^+] = 3,63 \cdot 10^{-3} M$, y la concentración del ácido inicial (0,10 M), se puede calcular la concentración del ácido y de su base conjugada en el equilibrio, para luego poder reemplazar estos datos en la expresión de la constante de disociación ácida.



Escribiendo la expresión de la constante de disociación ácida se tiene:

$$K_a = \frac{[CH_3CH(OH)COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3CH(OH)COOH]}$$



$$K_a = \frac{[3,63 \cdot 10^{-3}] \cdot [3,63 \cdot 10^{-3}]}{[0,096]}$$

$$K_a = 1,37 \cdot 10^{-4}$$

Ejercicio 5: Calcule la concentración molar de los iones de OH⁻ en una disolución de etilamina (C₂H₅NH₂; K_b=6,4 × 10⁻⁴) 0,075 M. Calcule el pH de la disolución.

	C ₂ H ₅ NH ₂	+ H ₂ O	\longleftrightarrow	C ₂ H ₅ NH ₃ ⁺	+ OH ⁻
[] inicial mol/L	0,075M			0	0
[] equil. mol/L	0,075 - x			x	x

Escribiendo la expresión de la constante de disociación básica

$$K_b = \frac{[C_2H_5NH_3^+] \cdot [OH^-]}{[C_2H_5NH_2]}$$

Reemplazando los valores de K_b y de las concentraciones en el equilibrio se tiene:

$$6,4 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,075 - x}$$

$$6,4 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,075 - x}$$

$$6,4 \cdot 10^{-4} \cdot (0,075 - x) = x^2$$

$$4,8 \cdot 10^{-5} - 6,4 \cdot 10^{-4}x = x^2$$

$$x^2 + 6,4 \cdot 10^{-4}x - 4,8 \cdot 10^{-5} = 0$$

Reemplazando en la ecuación cuadrática:

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

$$[OH^-] = x = \frac{-6,4 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(6,4 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-4,8 \cdot 10^{-5})}}{2 \cdot 1}$$

$$[OH^-] = x = \frac{-6,4 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{4,09 \cdot 10^{-7} + 1,92 \cdot 10^{-4}}}{2}$$

$$[OH^-] = x = \frac{-6,4 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{1,92 \cdot 10^{-4}}}{2}$$



$$[OH^-] = x = \frac{-6,4 \cdot 10^{-4} \pm 1,38 \cdot 10^{-2}}{2}$$

$$[OH^-] = x = \frac{1,32 \cdot 10^{-2}}{2}$$

$$[OH^-] = x = 6,61 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Este valor de x, indica la concentración de iones hidroxilo una vez que se ha alcanzado el equilibrio.

$$[OH^-] = 6,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	$+$	H_2O	\longleftrightarrow	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$	$+$	OH^-
[] inicial mol/L	0,075M				0		0
[] equil. mol/L	0,075		-0,0066		0,0066 M		0,0066M

En el ejercicio se pide calcular el pH de la solución, hasta ahora solo se sabe la $[OH^-]$, por lo que se puede calcular el pOH y luego el pH.

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

$$\text{pOH} = -\log[0,0066]$$

$$\text{pOH} = 2,18$$

Sabiendo el valor de pOH, reemplazar en:

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

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

$$\text{pH} = 14 - 2,18$$

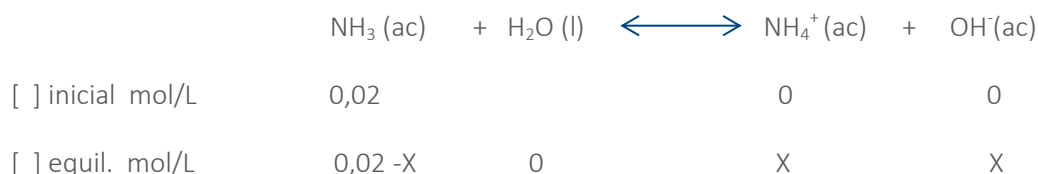
$$\text{pH} = 11,82$$

Este resultado de pH está de acuerdo con el planteamiento del ejercicio ya que se trata de una solución de una base, por lo tanto su pH debe ser mayor que 7,0.



Ejercicio 6: Determine el pH, el pOH y la concentración de especies presentes en una solución 0,02 M de amoníaco (NH_3), sabiendo que la constante de basicidad es $1,78 \cdot 10^{-5}$.

El amoníaco es una base débil, por lo que su disociación en solución acuosa no es completa (disociación parcial), te puedes dar cuenta por el valor de la constante de ionización. Estableciendo el equilibrio:



X representa la parte de la concentración del NH_3 que se disocia para pasar a productos (NH_4^+ y OH^-).

Escribiendo la expresión de la constante de equilibrio para la disociación del amoníaco se tiene:

$$K_b = \frac{[\text{productos}]}{[\text{reactantes}]}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

No se considera la concentración de H_2O , porque se encuentra en estado líquido, puro.

Reemplazando:

$$1,78 \cdot 10^{-5} = \frac{X \cdot X}{0,02 - X}$$

Considerando que la concentración de NH_3 es alta y la constante es baja, se puede despreciar el valor de x que corresponde a la cantidad de NH_3 disociada, se tiene:

$$1,78 \cdot 10^{-5} = \frac{X^2}{0,02}$$

$$X^2 = 1,78 \cdot 10^{-5} \cdot 0,02$$

$$X^2 = 3,56 \cdot 10^{-7}$$

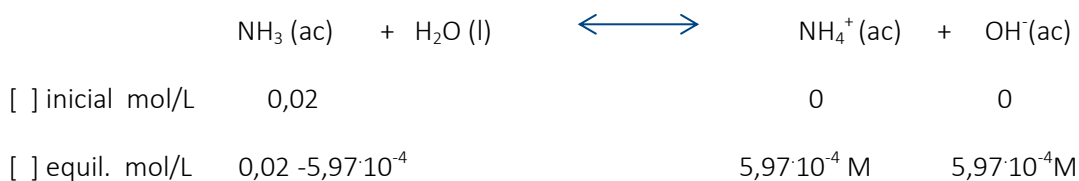
$$X = \sqrt{3,56 \cdot 10^{-7}}$$

$$[\text{OH}^-] = X = 5,97 \cdot 10^{-4} \text{M}$$



Debo saber: está aproximación solo es válido cuando el porcentaje de ionización es del 5%.
Entonces, te recomiendo calcular el valor de x con esta aproximación y calcular % de ionización. Si es mayor a 5 el % debes resolver la ecuación de segundo grado.

$$\% \text{ Ionización} = \frac{\text{moles ionizados}}{\text{moles iniciales}} \times 100$$



Por lo tanto se tiene:

$$[\text{NH}_3] = 0,019 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 5,97 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 5,97 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Conociendo el valor de la concentración de $[\text{OH}^-]$, se puede calcular el pOH de la disolución.

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

$$\text{pOH} = -\log [5,97 \cdot 10^{-4}]$$

$$\text{pOH} = 3,22$$

Reemplazando el valor de pOH en

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

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

$$\text{pH} = 14,0 - 3,22$$

$$\text{pH} = 10,8$$



Ejercicio 7: ¿Cuál es el porcentaje de ionización, cuando el ácido fosfórico (H_3PO_4) pierde su primer protón en una disolución que se encuentra a una concentración de 0,02 M? Sabiendo que $K_{a1} = 7,1 \cdot 10^{-3}$

Se debe considerar que se está en presencia de un ácido débil por lo que su disociación será solo parcial.

	H_3PO_4	+	H_2O		H_3O^+	+	$H_2PO_4^-$
[] inicial mol/L			0,02M		0		0
[] equil. mol/L			0,02 - X		X		X

Se necesita saber el valor que representa X, por lo que se calculará a partir de la expresión de la constante de disociación.

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$$

Reemplazando los valores de K_a y concentraciones en el equilibrio se tiene:

$$7,1 \cdot 10^{-3} = \frac{X \cdot X}{0,02 - X}$$

$$7,1 \cdot 10^{-3} \cdot (0,02 - X) = X^2$$

$$1,42 \cdot 10^{-4} - 7,1 \cdot 10^{-3}X = X^2$$

$$X^2 + 7,1 \cdot 10^{-3}X - 1,42 \cdot 10^{-4} = 0$$

Reemplazando en la ecuación cuadrática:

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

$$x = \frac{-7,1 \cdot 10^{-3} \pm \sqrt{(7,1 \cdot 10^{-3})^2 - (4 \cdot 1 \cdot -1,42 \cdot 10^{-4})}}{2 \cdot 1}$$

$$x = \frac{-7,1 \cdot 10^{-3} \pm \sqrt{5,04 \cdot 10^{-5} + (5,68 \cdot 10^{-4})}}{2}$$

$$x = \frac{-7,1 \cdot 10^{-3} \pm \sqrt{6,18 \cdot 10^{-4}}}{2}$$

$$x = \frac{-7,1 \cdot 10^{-3} \pm 2,49 \cdot 10^{-2}}{2}$$



$$x = \frac{1,78 \cdot 10^{-2}}{2}$$

$$[H_3O^+] = X = 8,9 \cdot 10^{-3} M$$

Responsables académicos

Corregida por comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiep@usach.cl

Referencias y fuentes utilizadas

Balocchi, E.; Boyssières, L.; Martínez, M.; Melo, M.; Ribot, G.; Rodríguez, H.; Schifferli, R.; Soto, H. (2002). "Curso de Química General". (7a. ed.). Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.

Chang, R.; College, W. (2002). Química. (7a. ed). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A. R.Petrucci, W.Harwood, F.G.Hering; Química General (8a.ed); Madrid; Pearson Educación, S.A.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.

T. Brown, E. Lemay, B. Bursten, C.Murphy; Química, La Ciencia Central; 11ª.ed, Pearson Educación.