



GUÍA DE EJERCICIOS BUFFERS II

Área Química

Objetivo

Calcular el pH en una titulación ácido base, fomentando el pensamiento lógico y crítico.

Contenidos

Cálculo de pH en un buffer ácido/básico al que se le agregan distintos volúmenes de básico/ácido

Debo saber

Las soluciones buffer son aquellas en donde se mezcla un ácido débil con una sal derivada del mismo ácido o una base débil con una sal derivada de la base.

Estas soluciones resisten el cambio de pH.

Ejercicio 1: Determine el pH del sistema amortiguador de Na_2HPO_4 0.10 M / KH_2PO_4 0.15 M

Desarrollo:

Para resolver el ejercicio, debes saber las ecuaciones de ionización de los respectivos aniones. Como te darás cuenta dicha ecuación relaciona ambos iones. Posteriormente debes realizar la tabla indicando la cantidad de sustancia (en este caso igual a la molaridad) de cada uno.

Debo saber: La ecuación siempre debe estar equilibrada, si no lo está, hay que hacerlo. La cantidad de x , va en relación con el coeficiente estequiométricos de la sustancia.

$\text{H}_2\text{PO}_4^-(aq) \rightleftharpoons \text{H}^+(aq) + \text{HPO}_4^{2-}(aq)$			
Inicial (M)	0.15	0	0.10
Cambio (M)	- x	+ x	+ x
Equilibrio (M)	0.15 - x	x	0.10 + x

La ecuación quedaría

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$



Reemplazamos los valores por los de la tabla hecha anteriormente

$$6.2 \times 10^{-8} = \frac{(x)(0.10 + x)}{(0.15 - x)}$$

$$6.2 \times 10^{-8} \approx \frac{(x)(0.10)}{(0.15)}$$

Resolviendo la ecuación, se tiene:

$$x = [\text{H}^+] = 9.3 \times 10^{-8} \text{ M}$$

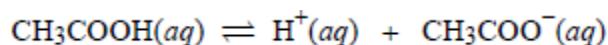
Sabemos que la concentración de protones (H^+), utilizando “-log” nos da el valor de pH, por lo que reemplazamos y obtenemos el valor buscado.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(9.3 \times 10^{-8}) = 7.03$$

Ejercicio 2: Calcule el pH de 1,00 L de una disolución amortiguadora de CH_3COONa 1,00 M/ CH_3COOH 1,00 M antes y después de agregar: a) 0,080 moles de NaOH, b) 0,12 moles de HCl. (Suponga que no hay cambios en el volumen). $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

Desarrollo:

*antes de agregar ácido o base se calcula el pH del buffer



Inicial (M)	1.00 M	-----	-----
Cambio (M)	-X	+X	+X
Equilibrio (M)	1,00 - X	+X	+X

$$K_a = \frac{X^2}{1,00 - X}$$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{1,00 - X}$$

$$X_1 = 1,8 \times 10^{-5} \quad X_2 = -1,00$$

X1 corresponde a la concentración de H^+ , al aplicar “-log $[\text{H}^+]$ ” entonces se encuentra el valor de pH

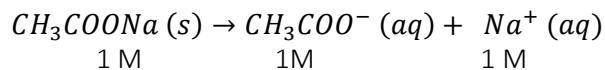
$$\text{pH} = -\log[1,8 \times 10^{-5}]$$



$$pH = 4,74$$

El pH del buffer es 4,74.

Otra forma de realizarlo es:



Debo saber: Las sales se ionizan completamente.

	$CH_3COO^-(aq)$	$H_2O(l)$	$CH_3COOH(aq)$	$OH^-(aq)$
Inicial (mol)	1M			1 M
Cambio (mol)	-X		+X	X
Equilibrio (mol)	1-X		1+X	X

Debemos calcular la constante de equilibrio para esta reacción.

$$X = \frac{(1+X)X}{(1-X)} = K_b$$

Donde :

$$K_b \times K_a = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,56 \times 10^{-10}$$

$$X = \frac{(1+X)X}{(1-X)} = 5,56 \times 10^{-10}$$

$$X = 5,56 \times 10^{-10}$$

Luego se calcula el pOH, por tratarse de una base:

$$pOH = -\log 5,56 \times 10^{-10}$$

$$pOH = 9,25$$

$$pH = 4,74$$



a.- Al agrega NaOH (base fuerte) esta reacciona consumiéndose completamente y dejando un remanente de ácido débil en el medio.

Debo saber: las bases siempre reaccionarán con el ácido, por lo tanto esto es lo que debes escribir en la reacción química.

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$	$\text{OH}^-(aq)$	$\text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$	$\text{H}_2\text{O}(l)$
Inicial (mol)	1.00	0.080		1.00
Cambio (mol)	-0.080	-0.080		+0.080
Equilibrio (mol)	0.92	0		1.08

Una vez consumidos todos los iones hidroxilo (OH^-) entonces, el ácido que queda en el medio comienza a disociarse y alcanza un nuevo equilibrio

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$	$\text{H}^+(aq)$	$\text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$
Inicial (M)	0.92	0	1.08
Cambio (M)	$-x$	$+x$	$+x$
Equilibrio (M)	$0.92 - x$	x	$1.08 + x$

*como la reacción es en 1 litro, entonces el valor mol no varía cuando se transforma a molar, ojo, esto solo sucede cuando el valor de volumen corresponde a 1 litro.

Luego se calcula la concentración de protones (H^+):

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(1.08 + x)}{(0.92 - x)}$$

$$x = [\text{H}^+] = 1.5 \times 10^{-5} M$$

Al saber la concentración de H^+ entonces es posible calcular el valor de pH

$$\text{pH} = -\log[1.5 \times 10^{-5}]$$

$$\text{pH} = 4.82$$



El valor de pH corresponde a 4.82 cosa que es bastante lógica puesto que se le ha agregado una base fuerte a nuestra solución, por ende, el valor de pH debía aumentar para que la solución final correspondiera a un valor más básico que el valor inicial del buffer (4.74).

b.- Se procede de la misma forma que el apartado anterior, solo que en este caso se le agrega HCl (ácido fuerte).

Debo saber: en este caso el protón reaccionará con el anión.

	$\text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$	$\text{H}^+(aq)$	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$
Inicial (mol)	1.00	0.12	1.00
Cambio (mol)	-0.12	-0.12	+0.12
Equilibrio (mol)	0.88	0	1.12

Una vez consumidos todos los iones H^+ el ácido que queda en el medio comienza a disociarse y alcanza un nuevo equilibrio

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$	$\text{H}^+(aq)$	$\text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$
Inicial (M)	1.12	0	0.88
Cambio (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	1.12 - x	x	0.88 + x

Luego se calcula la concentración de protones (H^+)

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(0.88 + x)}{(1.12 - x)}$$

$$x = [\text{H}^+] = 2.3 \times 10^{-5} M$$

Finalmente de esta concentración de protones se obtiene el valor de pH

$$\text{pH} = -\log [2.3 \times 10^{-5}]$$

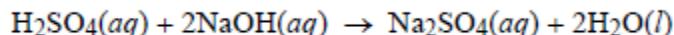
$$\text{pH} = 4.64$$



Ejercicio 3: En un experimento de valoración, 12.5 mL de H_2SO_4 0.500 M neutralizan a 50.0 mL de NaOH. ¿Cuál es la concentración de la disolución de NaOH?

Desarrollo:

La reacción que se lleva a cabo es la siguiente



Primero tenemos que calcular los moles de H_2SO_4 0.500 M que hay en 12.5 mL, para ello vamos a calcular los moles que hay en 1 litro de solución y luego haremos la proporción para calcular los moles que hay en 12.5 mL

$$0.500 \text{ M} = \frac{\text{moles de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ litro}}$$

$$0.500 \text{ moles} = \text{moles de H}_2\text{SO}_4 \text{ en 1 litro}$$

Luego hacemos la proporción para obtener los moles que hay en 12.5 mL

$$\frac{0.500 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{x \text{ moles de H}_2\text{SO}_4}{0.0125 \text{ mL}}$$

$$6.25 \times 10^{-3} = x \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \text{ en 12.5 mL}$$

Una vez calculado los moles de H_2SO_4 en 12.5 mL, entonces con la proporción dada por los coeficientes estequiométricos de la reacción, podemos obtener la cantidad de moles existentes de NaOH en reacción. La proporción entre H_2SO_4 y NaOH es de 1:2 (por cada 1 mol de H_2SO_4 reaccionan 2 moles de NaOH)

$$\frac{2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = \frac{x \text{ mol de NaOH}}{6.25 \times 10^{-3} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}$$

$$0.0125 \text{ mol} = \text{moles de NaOH}$$

Calculamos la molaridad de NaOH en los 50.0 mL de solución, correspondiente al volumen total, que se utilizó

$$M = \frac{0.0125 \text{ mol}}{0.05 \text{ L}}$$

$$M = 0.25 \text{ mol/L}$$



Debo saber: La molaridad se determina con los moles no neutralizados, es decir con los moles de las sustancia en “exceso” dividido por la suma de los volúmenes.

Ejercicio 4: Una muestra de 0.2688 g de un ácido monoprótico neutraliza 16.4 mL de una disolución de KOH 0.08133 M. Calcule la masa molar del ácido

Desarrollo:

Si es un ácido monoprótico que reacciona con KOH, entonces podemos decir que la relación entre las dos especies es de 1:1 (un mol del ácido monoprótico reacciona con un mol de KOH). Al darnos la molaridad de KOH y su volumen (en litros) podemos determinar los moles de esa especie que reaccionan completamente con los del ácido monoprótico.

Calculamos los moles de KOH, primero para 1 litro de solución

$$0.08133 \text{ M} = \frac{\text{moles de KOH}}{1 \text{ litro}}$$

$$0.08133 \text{ mol} = \text{moles de KOH en 1 litro}$$

Luego calculamos los moles de KOH que existen en 16.4 mL, recuerda que debes trabajar los volúmenes en la misma unidad

$$\frac{0.08133 \text{ mol}}{1\text{L}} = \frac{x \text{ moles de KOH}}{0.0164\text{L}}$$

$$1.33 \times 10^{-3} \text{ mol} = x \text{ moles de KOH en 16.4 mL}$$

Como la relación entre el ácido monoprótico y el KOH es de 1:1, entonces los mismos moles que se calcularon para KOH corresponden a los del ácido monoprótico, es decir, los moles de ácido utilizados para neutralizar a KOH son $1.33 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Ahora podemos despejar fácilmente la masa molar de la siguiente forma:

$$\text{mol} = \frac{\text{masa del ácido}}{\text{masa molar del ácido}}$$

$$1.33 \times 10^{-3} \text{ mol} = \frac{0.2688 \text{ g}}{\text{masa molar del ácido}}$$

$$202.1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \text{masa molar del ácido}$$



Ejercicio 5: Una muestra de 0.1276 g de un ácido monoprótico desconocido se disolvió en 25.0 mL de agua y se valoró con una disolución de NaOH 0.0633 M. El volumen de la base necesario para llegar al punto de equivalencia fue de 18.4 mL. A) Calcule la masa molar del ácido. B) después de añadir 10.0 mL de base, el pH medido fue de 5.87. ¿Cuál es el valor del K_a del ácido desconocido?

Desarrollo:

a.- Como el ácido es monoprótico, los moles del ácido son iguales a los moles de la base agregada, según la reacción hipotética:



Primero se calculan los moles de base que se utilizan para llegar al punto de equivalencia. El encabezado señala que se necesitan 18.4 mL

$$0.0633 \text{ M} = \frac{\text{Cantidad de base (moles)}}{1 \text{ litro}}$$

$$0.0633 \text{ moles} = \text{Cantidad de NaOH en 1 litro}$$

En el ejercicio **NO** se utilizó 1 litro de base, solo fueron 18.4 mL. Se calcula entonces los moles correspondientes a 18.4 mL de base

$$\frac{0.0633 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L}} = \frac{x}{0.0184 \text{ mL}}$$

$$1.16 \times 10^{-3} \text{ moles} = x \text{ moles correspondientes a NaOH}$$

Luego volvemos a la expresión



Como sabemos por estequiometría que la relación del ácido con la base es 1:1, entonces podemos decir que en el punto de equivalencia de la valoración existen 1.16×10^{-3} moles de ácido monoprótico

$$\text{moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$

La masa del ácido monoprótico utilizado es un dato en el encabezado, como calculamos los moles de base, ahora solamente tenemos que determinar la masa molar.

$$\text{masa molar} = \frac{\text{masa}}{\text{moles}}$$



$$\text{masa molar} = \frac{0.1276 \text{ g}}{1.16 \times 10^{-3} \text{ moles}}$$

$$\text{masa molar} = 110 \text{ g/mol}$$

La masa molar del ácido monoprótico es de 110 g/mol.

b.- primero calculamos los moles de base en 10.0 mL

$$\frac{0.0633 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L}} = \frac{x}{0.01 \text{ mL}}$$

$$6.33 \times 10^{-4} \text{ moles} = x$$

Luego, como se agrega NaOH (base fuerte) debe haber un proceso de neutralización en donde los iones hidroxilos liberados son completamente consumidos produciéndose agua

	HA(aq)	+	NaOH(aq)	→	NaA(aq)	+ H ₂ O(l)
Inicial (mol)	0.00116		6.33×10^{-4}		0	
Cambio (mol)	-6.33×10^{-4}		-6.33×10^{-4}		$+6.33 \times 10^{-4}$	
Final (mol)	5.3×10^{-4}		0		6.33×10^{-4}	

En la nueva expresión de equilibrio se debe calcular los valores molares para cada una de las especies en reacción considerando volúmenes aditivos

$$[\text{HA}] = \frac{5.3 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0.035 \text{ L}} = 0.015 \text{ M}$$

$$[\text{A}^-] = \frac{6.33 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0.035 \text{ L}} = 0.0181 \text{ M}$$

También calculamos la concentración de H⁺ con el valor de pH dado en el encabezado del ejercicio

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5.87} = 1.35 \times 10^{-6} \text{ M}$$

Ahora podemos realizar la ecuación de ionización para despejar el valor de K_a

	HA(aq)	↔	H ⁺ (aq)	+	A ⁻ (aq)
Inicial (M)	0.015		0		0.0181
Cambio (M)	-1.35×10^{-6}		$+1.35 \times 10^{-6}$		$+1.35 \times 10^{-6}$
Equilibrio (M)	0.015		1.35×10^{-6}		0.0181



Reemplazando los valores en la expresión de equilibrio

$$K_a = \frac{1.35 \times 10^{-6} \times 0.0181}{0.015}$$

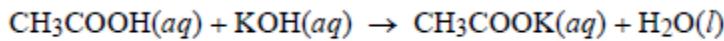
$$K_a = 1.6 \times 10^{-6}$$

El K_a del ácido desconocido es de 1.6×10^{-6}

Ejercicio 6: En una disolución de 25.0 mL de CH_3COOH 0.100 M se valora con una disolución de KOH 0.200 M. Calcule el pH después de las siguientes adiciones a la disolución de KOH: a) 0.0 mL, b) 5.0 mL, c) 10.0 mL, d) 12.5 mL, e) 15.0 mL. ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ácido acético)

Desarrollo:

La reacción que está en curso es la siguiente:



El CH_3COOH y el KOH se encuentran en una relación de 1:1 (1 mol de ácido acético reacciona completamente con 1 mol de hidróxido de potasio).

a.- Caso en el que no se agrega KOH a la solución, por ende, el pH está dado solamente por la disociación parcial del ácido débil

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$		
Inicial (M)	0.100	0	0
Cambio (M)	- x	+ x	+ x
Equilibrio (M)	$0.100 - x$	x	x

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0.100 - x} \approx \frac{x^2}{0.100}$$

$$x = 1.34 \times 10^{-3} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = 2.87$$



b.- Calculamos el número de moles presentes en 25.0 mL de ácido acético presentes

$$0.100 \text{ M} = \frac{\text{Cantidad de ácido (moles)}}{1 \text{ litro}}$$

$$0.100 \text{ mol} = \text{Cantidad de ácido en 1 litro}$$

$$\frac{0.100 \text{ mol de ácido}}{1 \text{ L}} = \frac{x \text{ mol}}{0.025 \text{ mL}}$$

$$2.5 \times 10^{-3} \text{ mol} = x \text{ Cantidad de ácido}$$

El mismo procedimiento se aplica para calcular los moles de KOH en 5.0 mL

$$\text{Cantidad de KOH} = 1.00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Trabajamos en moles solamente cuando queremos ver como se consume el ácido que es vertido a la solución, como lo veremos a continuación

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$	$\text{KOH}(aq)$	\rightarrow	$\text{CH}_3\text{COOK}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$
Inicial (mol)	2.50×10^{-3}	1.00×10^{-3}		0
Cambio (mol)	-1.00×10^{-3}	-1.00×10^{-3}		$+1.00 \times 10^{-3}$
Final (mol)	1.50×10^{-3}	0		1.00×10^{-3}

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log \left(\frac{1.0 \times 10^{-3}}{1.5 \times 10^{-3}} \right) = 4.56$$

c.- Procedemos, igual que en el apartado anterior, a calcular los moles de KOH pero esta vez en 10.0 mL

$$\text{Cantidad de KOH en 10.0 mL} = 2.00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Procedemos a ver como varían los moles

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$	$\text{KOH}(aq)$	\rightarrow	$\text{CH}_3\text{COOK}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$
Inicial (mol)	2.50×10^{-3}	2.00×10^{-3}		0
Cambio (mol)	-2.00×10^{-3}	-2.00×10^{-3}		$+2.00 \times 10^{-3}$
Final (mol)	0.50×10^{-3}	0		2.00×10^{-3}



Aplicamos la ecuación de Henderson-Hasselbach

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log \left(\frac{2.00 \times 10^{-3}}{0.50 \times 10^{-3}} \right)$$

$$\text{pH} = 5.34$$

d.- En este caso llegamos al punto de equivalencia, donde la cantidad de moles del ácido como de la base agregada son iguales.

Al escribir la ecuación de ionización de la sal, el anión hidroliza.

Debo saber: No te confundas en este ejercicio, ya que los moles de ambas sustancias son iguales, por lo que se podría pensar que el pH es neutro. Esto no ocurre ya que reacciona una base fuerte con un ácido débil.

El pH 7 se obtendrá cuando los moles de un ácido fuerte y una base fuerte sean iguales.

$$M (\text{CH}_3\text{COO}^-) = \frac{2.50 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.0375 \text{ L}} = 0.0667 \text{ M}$$

*recuerda que los volúmenes son aditivos, en este caso, 25.0 mL del ácido + 12.5 mL de la base hacen un total de 37.5 mL (0.0375 L)

Luego el CH_3COO^- reacciona con el agua del medio generando los siguientes productos

	$\text{CH}_3\text{COO}^-(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{OH}^-(aq)$		
Inicial (M)	0.0667	0	0
Cambio (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	$0.0667 - x$	x	x

Formulamos así una expresión de equilibrio para despejar el valor "x" que corresponde a la concentración de iones hidroxilo (OH^-) con la que podremos calcular el pOH y por consecuencia el pH



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

$$5.6 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{0.0667 - x} \approx \frac{x^2}{0.0667}$$

$$x = 6.1 \times 10^{-6} M = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = 5.21$$

$$\text{pH} = 8.79$$

Debo saber: para determinar la constante de equilibrio (constante de hidrólisis) de esta ecuación, debemos usar la relación $K_a \times K_b = 1.0 \times 10^{-14}$

e.- En este caso ya pasamos el punto de equivalencia, lo que quiere decir que la presencia de la base fuerte (KOH) es superior que la del ácido acético. Como veremos a continuación el pH estará determinado por otra especie en la reacción.

Primero calculamos los moles presentes en 15 mL de KOH (mismo procedimiento que apartado 3.b)

$$\text{Cantidad de KOH en 15 mL} = 3.00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Luego trabajamos con los moles que están en juego en la reacción

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$	$\text{KOH}(aq)$	\rightarrow	$\text{CH}_3\text{COOK}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$
Inicial (mol)	2.50×10^{-3}	3.00×10^{-3}		0
Cambio (mol)	-2.50×10^{-3}	-2.50×10^{-3}		$+2.50 \times 10^{-3}$
Final (mol)	0	0.50×10^{-3}		2.50×10^{-3}

Debo saber: En este caso como no hay moles de ácido en el medio. El pH se calculará solo con la base fuerte.

El ácido acético es totalmente consumido en reacción, quedando como reactivo 0.50×10^{-3} moles de KOH en solución. Como la base (KOH) es fuerte, se disocia completamente para producir iones hidroxilo (OH^-). Primero vamos a calcular la molaridad de KOH que quedó en solución

$$M (\text{KOH}) = \frac{0.50 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.0400 \text{ L}} = 0.0125 \text{ M}$$

*los 0.0400L provienen de los 25 mL del ácido y los 15 mL de la base.



Como mencionamos anteriormente, el KOH es una base fuerte, por lo que directamente se puede calcular su pOH

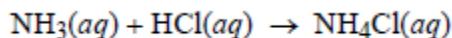
$$\text{pOH} = -\log(0.0125) = 1.90$$

$$\text{pH} = 12.10$$

Ejercicio 7: Una disolución de 10 mL de NH₃ 0.300 M se valora con una disolución de HCl 0.100 M. Calcule el pH después de las siguientes adiciones a la disolución de HCl: a) 0.0 mL, b) 10.0 mL, c) 20.0 mL, d) 30.0 mL, e) 40.0 mL

Desarrollo:

La ecuación que relaciona esta reacción química es:



Como se observa en la ecuación la relación estequiométrica entre la base y el ácido es 1:1.

a.- Se agrega 0.0 mL de HCl 0.100 M. En este caso el pH va a estar determinado por la disociación de la base débil (amoníaco) procediendo de la siguiente forma

	$\text{NH}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$		
Inicial (M)	0.300	0	0
Cambio (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	0.300 - x	x	x

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0.300 - x} \approx \frac{x^2}{0.300}$$

$$x = 2.3 \times 10^{-3} M = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = 2.64$$

$$\text{pH} = 11.36$$



b.- Si se agregan 10.0 mL de HCl. Lo primero que vamos a hacer es calcular los moles de amoníaco, para ello necesitamos la molaridad y el volumen.

En teniendo que la molaridad son moles de soluto en un litro de solución, podemos determinar la cantidad de moles en el volumen de 10 mL.

$$\frac{0.300 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{x \text{ mol}}{0.01 \text{ mL}}$$

$$0.003 \text{ mol} = \text{moles de NH}_3$$

Hacemos el mismo procedimiento anterior para calcular los moles de HCl 0.100 M en 10.0 mL

$$0.001 \text{ mol} = \text{moles de HCl}$$

Luego hacemos la tabla de resumen. En este punto trabajamos con moles debido a que queremos observar cómo se van consumiendo cada una de las especies y la cantidad que nos va quedando de cada una.

	$\text{NH}_3(aq)$	$\text{HCl}(aq)$	\rightarrow	$\text{NH}_4\text{Cl}(aq)$
Inicial (mol)	3.00×10^{-3}	1.00×10^{-3}		0
Cambio (mol)	-1.00×10^{-3}	-1.00×10^{-3}		$+1.00 \times 10^{-3}$
Final (mol)	2.00×10^{-3}	0		1.00×10^{-3}

En este punto tenemos un buffer formado por NH_3 y NH_4^+ (proveniente del NH_4Cl). Como estamos en presencia de un buffer básico, aplicamos la siguiente ecuación:

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

$$\text{pOH} = 4.74 + \log \frac{1,0 \times 10^{-3}}{2,0 \times 10^{-3}} = 4.44$$

$$\text{pH} = 9.56$$



c.- Se agregan 20.0 mL de HCl 0.100 M. El procedimiento en este apartado es similar a la "b"

Calculamos los moles de HCl 0.100 M en 20.0 mL

$$0.100 \text{ M} = \frac{\text{moles de HCl}}{1 \text{ litro}}$$

$$0.100 \text{ mol} = \text{moles de HCl}$$

Tenemos 0.100 moles de HCl en 1 litro (1000 mL), ahora calculamos en 20.0 mL

$$\frac{0.100 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{x \text{ moles de HCl}}{0.02 \text{ mL}}$$

$$0.002 \text{ mol} = x \text{ moles de HCl}$$

Luego de obtener los moles hacemos el cuadro de resumen calculando las variaciones de moles de cada una de las especies

	$\text{NH}_3(aq)$	$\text{HCl}(aq)$	$\text{NH}_4\text{Cl}(aq)$
Inicio (mol)	3.00×10^{-3}	2.00×10^{-3}	0
Cambio (mol)	-2.00×10^{-3}	-2.00×10^{-3}	$+2.00 \times 10^{-3}$
Final (mol)	1.00×10^{-3}	0	2.00×10^{-3}

En este punto tenemos un buffer formado por NH_3 y NH_4^+ (proveniente del NH_4Cl). Para hallar el pH de la solución entonces aplicamos la ecuación de Henderson-Hasselbalch

$$pOH = pK_b + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

$$pOH = 4.74 + \log \frac{2,0 \times 10^{-3}}{1,0 \times 10^{-3}} = 5.04$$

$$pH = 8,96$$



d.- Se agregan 30.0 mL de HCl.

En este punto encontramos que la cantidad de moles de amoniaco y ácido clorhídrico son iguales, ambos tienen un valor de 3.0×10^{-3} moles (calcular la cantidad de moles de HCl 0.100 M en 30.0 mL de la misma forma que en apartado “c”) y se producen 3.0×10^{-3} moles de la NH_4Cl (sal). En este punto el valor de moles que nos interesa es el de la sal y será esta la que, en una reacción con agua, va a darnos el pH de la reacción. Para calcular la molaridad de la sal necesaria para calcular el pH, debemos considerar los volúmenes aditivos (10.0 mL de amoniaco + 30.0 ml de ácido clorhídrico = 40.0 mL (0.0400 L) de solución)

$$M (\text{NH}_4^+) = \frac{3.00 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.0400 \text{ L}} = 0.0750 \text{ M}$$

Luego de obtener la molaridad de la sal hacemos el cuadro de resumen calculando las variaciones de concentración de cada especie

	$\text{NH}_4^+(aq)$	$\text{H}_2\text{O}(l)$	$\text{H}_3\text{O}^+(aq)$	$\text{NH}_3(aq)$
Inicio (M)	0.0750		0	0
Cambio (M)	-x		+x	+x
Equilibrio (M)	$0.0750 - x$		x	x

Establecemos la expresión de equilibrio y calculamos el pH

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$5.6 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{0.0750 - x} \approx \frac{x^2}{0.0750}$$

$$x = 6.5 \times 10^{-6} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = 5.19$$



e.- Se agregan 40.0 mL de ácido clorhídrico 0.100 M.

En este punto la cantidad de moles de ácido (0.004 moles de HCl, se calcula de la misma forma que en el apartado “c”) es superior a la cantidad de moles que hay de amoniaco, al ser superior, entonces lo que queda en el medio después de la reacción es moles de ácido clorhídrico.

	$\text{NH}_3(aq)$	$\text{HCl}(aq)$	\rightarrow	$\text{NH}_4\text{Cl}(aq)$
Inicial (mol)	3.00×10^{-3}	4.00×10^{-3}		0
Cambio (mol)	-3.00×10^{-3}	-3.00×10^{-3}		$+3.00 \times 10^{-3}$
Final (mol)	0	1.00×10^{-3}		3.00×10^{-3}

La cantidad de moles que sobra de HCl (1.00×10^{-3} ó 0.001 mol) se convierte a un valor molar considerando volúmenes aditivos.

$$M(\text{HCl}) = \frac{1.00 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.0500 \text{ L}} = 0.0200 \text{ M}$$

Luego, como sabemos que los ácidos fuertes se disocian completamente, la misma concentración de HCl es la de H^+ , al tener la concentración de H^+ (0.0200 M) entonces podemos calcular el valor de pH

$$\text{pH} = -\log(0.0200) = 1.70$$

Responsables académicos

Comité Editorial PAIEP/ Daniel Guzmán. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiep@usach.cl

Referencias y fuentes utilizadas

Chang, R.; College, W. (2002). Química. (7a. ed). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A.