

IQ2211-6 Química

Profesor: Franck Quero

Auxiliares: Tamara Ávila, Gabriel Uribe, Sebastián Miranda

Ayudantes: Mariana Vergara



Ejercicio 7 (Grupal)

14 de mayo del 2024

P1. [Buffer] Se prepara una solución buffer disolviendo 1.5 gramos de amoníaco (NH_3) con 6 gramos de cloruro de amonio (NH_4Cl) en 100 ml de agua. En base a esto determine:

- El pH inicial de la solución buffer.
- El pH de la solución cuando se mezcla con 10 ml de solución 0.5 M de ácido clorhídrico (HCl).
- El pH de la solución cuando se mezcla con 10 ml de solución 0.5 M de hidróxido de sodio (NaOH).

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \times 10^{-5}$, $K_w = 1 \times 10^{-14}$, $MM_N = 14 \text{ g/mol}$, $MM_H = 1 \text{ g/mol}$, $MM_{Cl} = 35.5 \text{ g/mol}$

Pauta

P1.

- Para determinar el pH de la solución primero se deben calcular las concentraciones de las especies presentes:

NH_3 : Como se entrega directamente la masa de amoníaco presente en la solución, se determina su concentración mediante su masa molar y el volumen de 100 ml:

$$MM_{\text{NH}_3} = MM_N + 3 \cdot MM_H = 17 \text{ gr/mol}$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{\text{mol NH}_3}{V} = \frac{\frac{1.5 \text{ gr}}{17 \text{ gr/mol}}}{0.1 \text{ L}} = 0.88 \text{ M}$$

NH_4^+ : En este caso se entrega el peso del cloruro de amonio, el cual se disocia para incorporar los iones amonio a la solución mediante la siguiente reacción:



Por lo que la concentración de amonio estará dada por la concentración de cloruro de amonio, suponiendo además que dicha sal se disuelve completamente:

$$MM_{\text{NH}_4\text{Cl}} = MM_N + 4 \cdot MM_H + MM_{Cl} = 53.5 \text{ gr/mol}$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{\text{mol NH}_4\text{Cl}}{V} = \frac{\frac{6 \text{ gr}}{53.5 \text{ gr/mol}}}{0.1 \text{ L}} = 1.1 \text{ M}$$

Teniendo las concentraciones, lo siguiente es reemplazar en la ecuación de Henderson-Hasselbalch en cualquiera de sus formas:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]} \right) \quad \Bigg| \quad \text{pOH} = \text{pK}_b + \log \left(\frac{[\text{ácido conjugado}]}{[\text{base}]} \right)$$

OJO: Para utilizar esta ecuación se debe asegurar que la aproximación es válida.

Para comprobar que ambas ecuaciones permiten llegar al resultado se desarrollará utilizando ambas:

K_a: Primero se debe determinar la constante de acidez del ion amonio mediante el K_w:

$$K_a(\text{NH}_4^+) = \frac{K_w}{K_b(\text{NH}_3)} = \frac{10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.56 \cdot 10^{-10}$$

Ahora se reemplaza:

$$\text{pH} = -\log(5.56 \cdot 10^{-10}) + \log\left(\frac{0.88}{1.1}\right) = 9.16$$

K_b: En este caso se puede reemplazar directamente:

$$\text{pOH} = -\log(1.8 \cdot 10^{-5}) + \log\left(\frac{1.1}{0.88}\right) = 4.84$$

Y se determina el pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4.84 = 9.16$$

- b. Cuando se añade un ácido fuerte a una solución buffer, este reaccionará completamente con la base presente en la solución, pero antes hay que determinar las nuevas concentraciones de las especies ya que al aumentar el volumen de solución, las concentraciones se verán afectadas:

$$V_f = 0.1 \text{ L} + 0.01 \text{ L} = 0.11 \text{ L}$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{0.88 \text{ M} \cdot 0.1 \text{ L}}{0.11 \text{ L}} = 0.8 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{1.1 \text{ M} \cdot 0.1 \text{ L}}{0.11 \text{ L}} = 1 \text{ M}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0.5 \text{ M} \cdot 0.01 \text{ L}}{0.11 \text{ L}} = 0.045 \text{ M}$$

Ahora se determinan las concentraciones finales, mediante una tabla de reacción:

	HCl _(ac)	+	NH _{3(ac)}	→	Cl _(ac) ⁻	NH _{4(ac)} ⁺
inicio	0.045 M		0.8 M		0 M	1 M
cambio	-0.045 M		-0.045 M		+0.045 M	+0.045 M
final	0 M		0.755 M		0.045 M	1.045 M

Las nuevas concentraciones de amonio y amoniaco se usarán en la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = -\log(5.56 \cdot 10^{-10}) + \log\left(\frac{0.755}{1.045}\right) = 9.11$$

- c. De manera análoga con la parte anterior, al añadir una base fuerte a una solución buffer, esta reaccionará completamente con el ácido presente, por lo que se determinan las concentraciones en el nuevo volumen:

$$V_f = 0.1 \text{ L} + 0.01 \text{ L} = 0.11 \text{ L}$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{0.88 \text{ M} \cdot 0.1 \text{ L}}{0.11 \text{ L}} = 0.8 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{1.1 \text{ M} \cdot 0.1 \text{ L}}{0.11 \text{ L}} = 1 \text{ M}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{0.5 \text{ M} \cdot 0.01 \text{ L}}{0.11 \text{ L}} = 0.045 \text{ M}$$

Se realiza la tabla de reacción:

	$\text{NaOH}_{(\text{ac})}$	+	$\text{NH}_4^+_{(\text{ac})}$	\longrightarrow	$\text{Na}^+_{(\text{ac})}$		$\text{NH}_3_{(\text{ac})}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
inicio	0.045 M		1 M		0 M		0.8 M		/
cambio	-0.045 M		-0.045 M		+0.045 M		+0.045 M		/
final	0 M		0.955 M		0.045 M		0.845 M		/

Y se calcula el pH:

$$\text{pH} = -\log(5.56 \cdot 10^{-10}) + \log\left(\frac{0.845}{0.955}\right) = 9.2$$

Notar que al comparar los diferentes pH de las soluciones se tiene que al añadir el ácido el pH cambia de 9.16 a 9.11 (más ácido) y al añadir la base el pH aumenta de 9.16 a 9.2 (más básico), sin embargo, estos cambios son bajos debido al efecto del buffer.