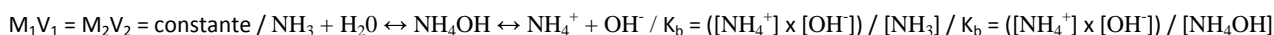


NOTA: PARA ESTA EVALUACIÓN EL SIGNO COMA (,) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR MILES, EJEMPLO: $10^3 = 1,000$. EL PUNTO (.) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR DECIMALES, EJEMPLO: $10^{-1} = 0.1$

TEMA #8 (10 PUNTOS) pH de una base débil y efecto del ión común

A) En un vaso de 100 mL se añaden 30 mL de agua destilada y posteriormente se agrega 1 mL de una solución de 8M de NH_4OH . El volumen resultante se divide en partes iguales que se encuentran en dos vasos denominados vaso A y vaso B.

Datos:



A) Calcule la concentración molar de NH_4OH en el vaso A y en el vaso B.

CALCULO DE LA MOLARIDAD para solución: $V_1M_1 = V_2M_2$ $1\text{mL} \times 8\text{M} = 31\text{mL} \times (?); (?) = 0.258\text{ M}$	vaso A	vaso B
Concentración molar de NH_4OH en cada vaso	0.258 M	0.258 M

B) En el vaso A se le agrega 1 gramo de NH_4Cl , dando paso a una solución amortiguadora.

Datos: N = 14; H = 1; Cl = 35.5; O = 16; $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$.

Determine la concentración de $[\text{OH}^-]$ de esta solución y consecuentemente su pH.

Peso Molecular del $\text{NH}_4\text{Cl} = 14 + 4(1) + 35.5 = 53.45\text{ g NH}_4\text{Cl} / \text{mol}$

Calculo de la "nueva" Molaridad de la solución en el vaso A luego de haber añadido el NH_4Cl :

$$M = n / V_{(\text{L de solución})} = [1\text{ g NH}_4\text{Cl} / 53.45\text{ g NH}_4\text{Cl} / \text{mol de NH}_4\text{Cl}] / [0.0155\text{L}] = 1.2\text{M}$$

El NH_4Cl se disocia al 100%. Con los datos obtenidos se llena la siguiente tabla:

ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA	NH_4Cl	Cl^-	NH_4^+
Concentraciones iniciales	1.20	0	0
Concentraciones en cambio	-1.20	+1.20	+1.20
Concentraciones en equilibrio	0	1.20	1.20

$$K_b = [\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-] / [\text{NH}_4\text{OH}] = [\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3] [\text{H}_2\text{O}]; [\text{OH}^-] = K_b [\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+]$$

$$[\text{OH}^-] = (1.8 \times 10^{-5} \times 0.258) / 1.2 = [\text{OH}^-] = 3.87 \times 10^{-6}\text{ M}$$

$$(\text{pOH}) = -\log [\text{OH}^-] = -\log [3.87 \times 10^{-6}] = 5.41; 14 = \text{pH} + \text{pOH}; \text{pH} = 14 - \text{pOH}; \text{pH} = 14 - 5.41; \text{pH} = 8.59$$

C) Determine la concentración de $[\text{OH}^-]$ y el pH de la solución del vaso B. Aquí consideramos que la base es débil (1.8×10^{-5})

ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA	$[\text{NH}_3]$	$[\text{NH}_4^+]$	$[\text{OH}^-]$
Concentraciones iniciales	0.258	0	0
Concentraciones en cambio	-x	+x	x
Concentraciones en equilibrio	$0.258 - x$	+x	+x

$$K_b = [\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3] [\text{H}_2\text{O}]; [\text{OH}^-] = K_b [\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+]; [\text{OH}^-]^2 = K_b [\text{NH}_3];$$

$$[\text{OH}^-] = \text{raíz cuadrada } \sqrt{K_b [\text{NH}_3]} = \text{raíz cuadrada } \sqrt{(1.8 \times 10^{-5} \times 0.258)} = 2.15 \times 10^{-3}$$

$$(\text{pOH}) = -\log [\text{OH}^-] = -\log [2.15 \times 10^{-3}] = 2.66; 14 = \text{pH} + \text{pOH}; \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2.66; \text{pH} = 11.34$$

D) En la siguiente tabla escribir el pH de cada uno de los vasos (A y B) e indicar con una X el vaso con menor pOH. En la tercera fila indique en cuál de los vasos se apreciara en forma más notable el color blanquecino de ZnCl_2 procedente de haber agregado a cada vaso 2 mL de una solución de ZnCl_2 .

	Vaso A	Vaso B
pH	8.59	11.34
Marcar con una X el vaso con menor pOH		X
Mayor color blanco por reacción con ZnCl_2		Vaso B