

LABORATORIO DE QUÍMICA ANALÍTICA 1

Elaboró. M. en C. Everardo Tapia Mendoza

Disoluciones amortiguadoras

Las disoluciones buffer son importantes a nivel de laboratorio y biológico, y es importante saber prepararlas.

En tu anaqueles cuentas con las siguientes disoluciones: amoníaco, cloruro de amonio, ácido acético, bicarbonato de sodio, hidróxido de sodio y ácido clorhídrico. Todas las disoluciones se encuentran a una concentración 0.1 F.

a) Prepare 100 mL de un buffer a pH 9.0. Para ello indique que especies utilizarías y diga el volumen o masa que debe tomar de cada reactivo para preparar el buffer.

Para seleccionar los componentes del buffer, como ya se vio, el buffer debe estar en su capacidad de amortiguamiento, por lo que se deben seleccionar especies que su pKa no esté más allá de la unidad de pH de interés.

Se pide un buffer básico, por lo que podemos usar amoníaco, cloruro de amonio, y el pKa del par está lo más cercano al valor de pH de interés. Para ello se debe buscar el pKa del par amonio/amoniaco, pKa = 9.24. La expresión que nos ayuda a relacionar la preparación de sistemas amortiguadores es la ecuación de Henderson-Hasselbalch

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{ácido}]} ; \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{ácido}]} = 9.0 - 9.24 ; \frac{[\text{Base}]}{[\text{ácido}]} = 10^{-0.24}$$

$$[\text{NH}_3] = 10^{-0.24}[\text{NH}_4^+] ; [\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+] = 0.1$$

$$[\text{NH}_3] = 10^{-0.24}(0.1 - [\text{NH}_3])$$

$$[\text{NH}_3] = 0.0575 - 10^{-0.24}[\text{NH}_3]$$

$$[\text{NH}_3] + 10^{-0.24}[\text{NH}_3] = 0.0575$$

$$[\text{NH}_3] = 0.0575 / (1 + 10^{-0.24}) = 0.0364 \text{ M} ; [\text{NH}_4^+] = 0.1 - [\text{NH}_3] = 0.1 - 0.0364 \text{ M} = 0.0636 \text{ M}$$

Esas son las concentraciones de dos sustancias que debo tomar, ahora debo decir el volumen que debo tomar de cada una para obtener dichas concentraciones, el problema se trata de diluir. $C_1V_1 = C_2V_2$.

Para el amoníaco $(0.0364 \text{ M})(100 \text{ mL}) / 0.1 = 36.3 \text{ mL}$ y para amonio $(0.0636 \text{ M})(100 \text{ mL}) / 0.1 = 63.4 \text{ mL}$

Metodología a preparar: Medir 36.3 mL de amoníaco, adicionar 63.4 mL de amonio y llevar a 100 mL.

Lo anterior se resolvió asumiendo que tenemos por separados el ácido y la base del mismo par. Ahora suponga que no tiene cloruro de amonio sólo amoníaco. Para preparar el buffer usted debe medir el amoníaco y adicionar algunos mililitros de HCl 0.1 M. Normalmente, cuando solo tiene una especie, se prepara con esa especie y adicionando ácido o base fuerte, dependiendo del caso. La estrategia es la siguiente:

Se debe tener en cuenta que las concentraciones de la ecuación de Henderson-Hasselbalch son al **EQUILIBRIO**. Por lo que si yo mido la cantidad que ya calculé de amoníaco y adiciono HCl, como existe reacción entre los componentes, la concentración de amoníaco bajará y no será el buffer deseado, para este tipo de problemas se calcula la cantidad para medir o pesar del reactivo que existe asumiendo que la concentración será toda la que se pide, para este problema 0.1 M.

En este ejercicio ya se tiene una disolución amoníaco 0.1 M hecha, esta disolución no nos sirve porque al adicionar el HCl, el volumen cambiaría, por lo que se debe partir de la disolución concentrada. Se recomienda partir de las especies concentradas. El amoníaco concentrado tiene una concentración molar 15.3 M (Datos de etiqueta)

Para tener el amoníaco 0.1 M a partir de 15.3 M, es un problema de dilución. Se deben medir 0.653 mL del amoníaco concentrado. para preparar 100 mL al final del buffer.

Ahora nuestra tarea es saber cuántos mililitros de HCl 0.1 M debo adicionar a los 0.653 mL de amoniaco para tener el buffer indicado. Esto se realiza con una tabla de variación de especies, tal cual es como los problemas revisados en clase, ¿Cuánto debo adicionar para llevarlo al pH que me interesa?

Yo hasta el momento, tengo la cantidad medida de amoniaco para al llevar a 100 mL sea 0.1 M, es decir tengo 0.01 mol de amoniaco.

	NH ₃	HCl	→	NH ₄ ⁺
Mol iniciales	0.01			
Adiciono		x		
Reacciona	x			
Forma				x
Equilibrio	0.01 - x			x

Sé el pH que debo tener en el equilibrio de este buffer, es el que me pide, 9.0. Debo igualar este valor en la ecuación de Hendersson-Hasselbach y despejar x

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{ácido}]} ; \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{ácido}]} = 9.0 - 9.24 ; \frac{[0.01-x]}{[x]} = 10^{-0.24}$$

$$10^{-0.24} x = [0.01 - x]$$

$$10^{-0.24} x + x = 0.01$$

$$x = 0.01 / (1+10^{-0.24}) = 6.3474 \times 10^{-3}$$

Esos son el número de mol que hay del ácido conjugado (NH₄⁺), que como la reacción estequiométrica es 1:1, es el mismo número de mol que HCl. Sabemos que el HCl es 0.1 M, por lo tanto los mililitros que se deben adicionar son 63.47 mL.

Metodología a preparar: Medir 0.65 mL de amoniaco, adicionar 63.47 mL de HCl 0.1 M y llevar a 100 mL.

Si analizamos y calculamos las concentraciones al equilibrio:

$$[\text{NH}_3] = (0.01 - 6.3474 \times 10^{-3}) / 0.1 \text{ L} = 0.0365 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 6.3474 \times 10^{-3} / 0.1 \text{ L} = 0.0634 \text{ M}$$

Como vemos son las mismas concentraciones al equilibrio que se calculan al resolver el sistema de ecuaciones. Para poder preparar un buffer con la información que se les da, no hay forma de evitar el sistema de ecuaciones de 2 x 2.

Sabiendo esto, cuando no se tenga un reactivo de las dos especies que se requieren para tener un buffer y la reacción estequiométrica es 1:1 con el ácido o base fuerte que adicionarán, la concentración del ácido conjugado (en este caso) o base conjugada que generes tras la reacción, tiene el mismo valor asociado al número de mol que colocas del ácido o base fuerte, por lo que el número de mol generados en ese volumen, es el número de mol que adicionas, porque la estequiometría es 1:1. Entonces con la concentración al equilibrio, obtenidas con Hendersson, yo puedo saber lo que requiero adicionar, porque el mismo valor.

$$C_2 = (0.0634 \text{ M})(100.0 \text{ mL}) / 0.1 \text{ M} = 63.4 \text{ mL.}$$

La metodología no cambia.

Metodología a preparar: Medir 0.65 mL de amoniaco, adicionar 63.47 mL de HCl 0.1 M y llevar a 100 mL.