



### EJERCICIO PRÁCTICO. SESIÓN Nº 2. QUÍMICA

3. Se disponen de una disolución de amoníaco 2 M y otra de ácido clorhídrico 1,5 M.

- Calcula razonadamente las cantidades necesarias de estas disoluciones para preparar 2,5 litros de un sistema tampón amonio/amoniaco de concentración total 0,3 M y pH=9
- Si diluimos la disolución tampón 10 veces, ¿cómo afectará al pH?
- Describe el procedimiento seguido así como materiales y productos utilizados.
- Justifica teóricamente las propiedades reguladoras de la mencionada disolución.

$$pK_a(\text{NH}_4^+) = 9,26$$

*Diluir disolución tampón en 2006-Valencia-1*

*Resuelto por Basileia y jvida en*

<http://docentesconeducacion.es/viewtopic.php?f=92&t=4233#p18456>

<http://docentesconeducacion.es/viewtopic.php?f=92&t=4233#p18779>

- Si se trata de una disolución reguladora planteamos la ecuación de Henderson-Hasselbach  
 $pK_a = 9,26 \rightarrow pK_b = 14 - 9,26 = 4,74$

$$pOH = pK_b + \log\left(\frac{[sal]}{[base]}\right) \Rightarrow 5 = 4,74 + \log\left(\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}\right) \Rightarrow \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = 1,8197$$

Si la concentración total es 0,3 M

$$\frac{n_{\text{NH}_4^+} + n_{\text{NH}_3}}{2,5} = 0,3 \Rightarrow [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3] = 0,3 \Rightarrow [\text{NH}_3] = \frac{0,3}{1 + 1,8197} = 0,1064 \text{ M} \Rightarrow [\text{NH}_4^+] = 0,1936 \text{ M}$$

Calculamos la cantidad de amoniaco a añadir para conseguir esa concentración

$$0,1064 \frac{\text{mol NH}_3}{1 \text{ L tampón}} \cdot 2,5 \text{ L tampón} \cdot \frac{1 \text{ L NH}_3 2 \text{ M}}{2 \text{ mol NH}_3} = 0,133 \text{ L NH}_3 2 \text{ M}$$

Para la sal de amonio neutralizaremos amoniaco con HCl



$$\text{HCl: } 0,1936 \frac{\text{mol NH}_4^+}{1 \text{ L tampón}} \cdot 2,5 \text{ L tampón} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol H}_4^+} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 1,5 \text{ M}}{1,5 \text{ mol HCl}} = 0,323 \text{ L HCl } 1,5 \text{ M}$$

$$\text{NH}_3: 0,1936 \frac{\text{mol NH}_4^+}{1 \text{ L tampón}} \cdot 2,5 \text{ L tampón} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol H}_4^+} \cdot \frac{1 \text{ L NH}_3 2 \text{ M}}{2 \text{ mol NH}_3} = 0,242 \text{ L NH}_3 2 \text{ M}$$

Supone  $0,133 + 0,242 = 0,375 \text{ L NH}_3 2 \text{ M}$  y  $0,323 \text{ L HCl } 2 \text{ M}$ , completando el resto ( $2,5 - 0,375 - 0,323 = 1,802 \text{ L}$ ) con agua.

- Se puede pensar que al diluir las concentraciones disminuyen y se aproximará más a pH=7, pero eso es si no es amortiguadora. En amortiguadoras siempre que se mantenga la proporción entre las concentraciones y sea una dilución moderada el pH del sistema no varía, lo que si varía es la eficacia amortiguadora, que a mayor concentración será mayor. En la expresión de Henderson-Hasselbach el término del logaritmo no variará de valor.

<http://www.ehu.es/biomoleculas/buffers/efica.htm>

Si lo hacemos sin aproximar y teniendo en cuenta que las concentraciones se dividen por 10, la variación es mínima, no apreciable con 2 decimales en pH

	$\text{NH}_3 +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+ +$	$\text{OH}^-$
Inic	0,01064	exc	0,01936	$10^{-6}$
Eq	$0,01064 - x$	exc	$0,01936 + x$	$10^{-6} + x$

$$10^{-4,74} = \frac{(0,01936 + x)(10^{-6} + x)}{0,01064 - x} \Rightarrow x = 8,988 \cdot 10^{-6} \Rightarrow pOH = 5,00 \Rightarrow pH = 9,00$$



c) Materiales y productos (aproximado):

Por enunciado asumimos que tenemos de partida recipientes con disolución de amoníaco 2 M y otra de ácido clorhídrico 1,5 M

Se necesitaría un matraz aforado de 2,5 L, y pipetas: se puede utilizar varias aforadas (100 mL ) y alguna graduada para tomar. Agua destilada, frasco lavador y cuentagotas.

Se utilizaría pipeta para tomar, en varios pasos, las cantidades calculadas de las disoluciones de partida, utilizando una pera de succión / propipeta para pipetear.

Una vez añadidos el amoníaco y el clorhídrico se aforaría con el frasco lavador y opcionalmente con cuentagotas en la parte final.

d) Las disoluciones reguladoras son una combinación de ácido débil y sal de ácido débil / base débil y sal de base débil. Tienen una “reserva alcalina” y una “reserva ácida”, que regulan las variaciones de pH ante adición de ácidos o bases.

-Al añadir un ácido, interviene la reserva alcalina, que consume el ácido formando más sal.

-Al añadir una base, interviene la reserva ácida, que consume la base formando ácido.

En este caso

Se añade ácido, interviene la reserva alcalina:  $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

Se añade base, interviene la reserva ácida:  $\text{NH}_4^+ + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$